

## 1) A Bohr-, Sommerfeld-féle atommodell. Atomi spektrumok.

### Színképek:

Az anyagok akkor foszitanak ki sugárzást, valváb fényformassa, ha atomjaik elegendő energiát vesznek fel  $\rightarrow$  gerjesztés. A gerjesztési energia alakul át sugárzási energiává.

A gerjesztést okozhatja: elektronokkal való ütközés  
fényelnyelés  
kemiai reakció

A gerjesztés után kisugárzott fény felbontása eredményezi az emissziós színképet.

$\hookrightarrow$  folytonos: ha a sugárzásban egy tartományon belül minden frekvencia jelen van

$\hookrightarrow$  vonalas: ha csak egyes frekvenciák fordulnak elő

Az atomok vonalas színképe fényt sugározva gerjesztést követően. A színképvonalak sorozatokba csoportosíthatók  $\rightarrow$  egy sorozaton belül a vonalak távolsága szabályosan változik.

A H-atom emissziós színképében egy vonalsorozat az ultraibolya, egy a látható és kármé a közeli infravörös tartományban található. A H-atom emissziós spektrumának szabályossága az e<sup>-</sup> kéj szerkezetének szabályszerűségeit tükrözi.

### Atommodellek:

Niels Bohr megalkotta azt az elméletet, mellyel megmagyarázta a H-atom színképének leletkezését  $\rightarrow$  atom szerkezetének új felfogásához vezetett. Ez a modell 3 postulat alapján épül:

1) Az e<sup>-</sup> a mag körül csak meghatározott sugári körpályán keringhet  $\rightarrow$  a pályák kvantáltak

2) adott pályán lévő e<sup>-</sup> energiaja is meghatározott, míg a pályán kering nem sugároz energiát.

3) csak akkor sugároz vagy vesz el energiát, ha egyből pályáról a másikra ugrik, az energiát foton formájában bocsátja ki  $\rightarrow h \cdot \nu = E_2 - E_1$ , a két kvantum-pálya energiakülönbsége

A H-atom gerjesztésekor az e<sup>-</sup> magasabb energiájú pályára kerül, amikor kisebb energiájú pályára tér vissza, fotont bocsát ki. Az alapállapotba visszatérés történhet egy-szeme vagy lépésenként  $\rightarrow$  többféle energiájú foton leletkezhet

A H-atom vonalas színképének sorozatai a távolabbi

kvantumpályák is az adott  $n$ -esek kvantumpályákon  
 ahonnan felbontás meg.  
 Bohr elvétel az  $a$ , hidrogén-szerű atomokra" volt a leírás  
 alkalmazható ( $H$ ,  $He^+$ ,  $H_2^+$ ), de nem tudta megmagyarázni  
 a b-elliptikus atomok spektrumát.  
Schrödinger ezzel módosította a Bohr-modellt, hogy az  
 $e$ -ok nem csak körpályán mozoghatnak, hanem ellipszis  
 alakú is  $\rightarrow$  újabb kvantumszámokat vezetett be

2) A kvantummechanikai atommodell. Kvantumszámok, atomorbital

Kvantummechanikai atommodell

Az  $e$  hullámfüggvények felismerését követően alakult ki. Az  
 $e$ -t a térben álló hullámnak tekintjük az egyes kvantumpályá-  
 kán. Az  $e$  hullámfüggvény az atommag körülében a  
Schrödinger-egyenlet írja le. A Schrödinger-egyenletben szereplő  
 hullámfüggvényekben jelölés az, hogy az  $e$  adott valószínű-  
 séggel található a tér adott helyén  $\rightarrow$  bárja az  $e$ -ok  
 állapotát

A kvantummechanikai atommodell legfontosabb megállapításai:

- az atomban található  $e$ -ok energiája kvantált
- az  $e$  hullámfüggvények következménye
- az  $e$  térbeli helyzete is impulzusa kvantált pontosság-  
 gal nem adható meg (Heisenberg-féle kétértelmességi elv)
- az  $e$  legvalószínűbb térbeli tartózkodási helye adható  
 meg az atommag körül. A különböző energiájú elektronok  
 eltérő tartózkodási valószínűséggel jelennek meg  $\rightarrow$  ezeket  
 tekintjük az  $e$ -ok pályáinak (atomorbitalok)

Atomorbital

Az a térség az atomban, melyben belül az  $e$  megtalálási  
 valószínűsége 90%

Az  $e$  energiájú pályák (azonos mellekkvantumszámú pályák) egy  
altípus alkohab. Jelölésük  $s, p, d, f$

Az  $e$  energiájú altípusok (azonos főkvantumszámú pályák) egy halmaz  
 alkohab. Jelölésük  $K, L, M, N, \dots$

$n=1 \rightarrow K$  halmaz  $\rightarrow l=0 \rightarrow 1s$  altípus

$n=2 \rightarrow L$  halmaz  $\rightarrow l=0 \rightarrow 2s$  altípus vagy  $l=1 \rightarrow 2p$  altípus

$n=3 \rightarrow M$  halmaz  $\rightarrow l=0 \rightarrow 3s$  altípus vagy  $l=1 \rightarrow 3p$  altípus vagy  $l=2 \rightarrow 3d$  altípus

$n=4 \rightarrow N$  halmaz  $\rightarrow l=0 \rightarrow 4s$  altípus,  $l=1 \rightarrow 4p$  altípus,  $l=2 \rightarrow 4d$  altípus,  $l=3 \rightarrow 4f$  altípus

Kvantumszámok

Minden  $e$  + kvantumszámmal rendelkező, csak egy adott térbeli  
 mélységet tartalmazhat meg

1) Főkvantumszám:  $n$

- az  $e$  energiáját határozza meg

- adott  $n$  értékű  $e$ -ok egy halmazba tartoznak  $\rightarrow K, L, M, N, \dots$

- értéke:  $n=1, 2, 3, \dots$

2) Mellekkvantumszám:  $l$

-  $e$  impulzusmomentumát jellemzi

- térben belül lehetleges altípusokat írja le

- értéke:  $l=0, 1, \dots, n-1$

- betűvel is jelöljük az altípusokat:  $s(l=0), p(l=1), d(l=2), f(l=3)$

3) Magnets kvantumszám:  $m$

- az  $e$  impulzusmomentumának térbeli irányát határozza meg

- értéke:  $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$

4) Szpin kvantumszám:  $s$

- az  $e$  saját perdületének nagyságát (saját momentumát)  
 jelöli (az  $e$  saját tengely körül is forog)

- értéke:  $s = -1/2$  vagy  $+1/2$

3) Az elnevezés periódus rendszer felépítésének elve a kvantumszámok jelentésére Pauli- és Hund-szabályok is vonatkoznak.

Megyeleves-féle periódus rendszer alapját az altípusok energiájának  
 sorrendje képezi. Ezek alapján megadható az adott elemek  
 alapállapotú elektronkonfigurációja, felhasználva a Pauli-  
 és Hund-szabályt.

Pauli-elv:

Egy atomon belül nem lehet két olyan  $e$ , melynek mind a  
 négy kvantumszáma megegyezik. Egy atomon belül két, ellen-  
 kétes spinű  $e$  lehet.

Hund-szabály:

Az atomok alapállapotában valamilyen altípuson adott számú  
 $e$  úgy helyezkedik el, hogy minél több legyen párosítatlan.

Képlek és alképek maximum elkütykedt e-ok száma:

ke	alké	alcsoportok száma	e-ok max száma
K	1s	1 □	2 □□
L	2s	1 □	4 2 □□
	2p	3 □□□	6 □□□□□□
M	3s	1 □	2 □□
	3p	3 □□□	6 □□□□□□
	3d	5 □□□□□	10 □□□□□□□□
N	4s	1 □	2 □□
	4p	3 □□□	6 □□□□□□
	4d	5 □□□□□	10 □□□□□□□□
	4f	7 □□□□□□□	14 □□□□□□□□□□

A periódusos rendszer

Az atomok növekvő rendszámát követve az elemek sorban és függőleges oszlopokban helyezkednek el.

TD és mellékpontok

A s- és p-vező elemek a főcsoportokat, a d-vező elemek a mellékcsoportokat alkotják.

↳ s-vező: alkálifémek, alkáliföldfémek

↳ p-vező: borszén, szén, nitrogén, oxigén, fluor, klor, brom, jód, tellur, bizmut

↳ d-vező: átmeneti fémek

↳ f-vező: lantanoidok, aktinoidok

Periodikus változó tulajdonságok

Atomrádiusz: balról jobbra csökken, fentről lefelé nő

Ionizációs energia:

Elektronaffinitás: balról jobbra nő, fentről lefelé csökken

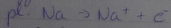
Elektronegativitás

1) Kovalens kötés, ionizációs energia, elektronaffinitás, ionizációs energia

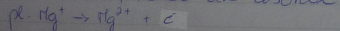
Ionizációs energia

Az az energia mely ahhoz szükséges, hogy a gáz állapotú atomból egy e- + átvalósítsunk, kation képzéséhez.

↳ első: egyszerűen e- töltésű ion jön létre



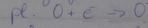
↳ második: kétszeresen e- töltésű ion jön létre, nagyobb energia kell hozzá, mint az elsőhöz



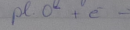
Elektronaffinitás

Egy gáz kémiai állapotú atomnál az a kézsége, hogy plusz e- -t vegyen fel. Anon belül kézik.

↳ első: energiafelszabadulással jár



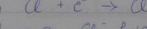
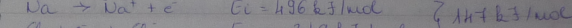
↳ második: energiafelszabadulást jelent



Ionok

Elektronstatikus vonzás e- és e+ töltésű ionok között.

↳ kristály kialakulása (pl. NaCl)



- a Cl- képződésénél felszabaduló energia nem fedezi a Na+ kialakulásához szükséges energiát.

- a kristályrács kialakítása további energia felszabadulásra jár, így már fedezi a Na+ képződéséhez szükséges energiát.

Ionizációs energia

Az elemek e- töltésű ionok az elektronstatikus vonzás következtében közelnek egymáshoz, ionizációt alkotnak. Potenciális energiájuk csökken, így újabb energia szabadul fel.

Ez a rácsenergia.

5) A kovalens kötés. Molekula mint két elemű, kötött és kötött pályák

A kovalens kötés

szabad atomokból molekulák jönnek létre, egy stabilabb állapotba kerülnek, mint a szabad atomok energiájuk miatt. A vegyületek atomok parosítottan e- -jait párosítva egy kovalens kötésként kezeljük.

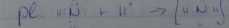
Kolligatív: mindkét kapcsolódó atom egy-egy e- -t ad az e- -pár kialakításához.

A szabad, nem kötött e- -párok nem vesznek részt a kötésben.

Vanak olyan molekulák is összetett ionok, melyek képződésénél a kötésként e- -pár mindkét e- -ja ugyanattól az atomtól származik. → koordinált kötés

↳ donor: e- -párt szolgáltató atom

↳ akceptor: nem ad e- -t a kötésbe



### Molekuláorbital elmélet:

Az  $e^-$ -ok olyan módosított orbitálokba helyezkednek el, melyek a molekulát egészehez tartoznak. Ha két atom egy-egy atom-pályáját kombináljuk, két molekuláorbitalhoz jutunk.

→ az alacsonyabb energiájú lesz a kovalens pálya

→ a magasabb energiájú lesz a kovalens pálya

A molekuláorbitalok elektronokkal való feltöltése szabályon történik az atomorbitalokhoz:

- az  $e^-$ -ok először a kisebb energiájú molekuláorbitalokba töltődnek (energiaminimumra törekvés elve)

- egy molekuláorbitalon maximum 2  $e^-$  tartózkodhat (Pauli-elv)

- az azonos energiájú molekuláorbitalokat az  $e^-$ -ok egyenlően vagy félben is, előt vagy utólagos' helyezkednek el

A kötés és a kötés nélküli pályák kialakításának  $\sigma$ - és  $\pi$ -kötéseket:

→ a  $\sigma$ -kötés  $e^-$  sűrűsége a két atom között a  $\sigma$ -pályán van

→ a  $\pi$ -kötés kétoldali elhelyezkedése van, a  $\sigma$ -kötés „alatti” vagy „feletti” is, előt vagy utólagos' helyezkednek el

A kötés pályák elektronállapota a kötéssel ellentétes oldalon a leggyengébb, és a kötés  $e^-$ -ok nem tartózkodhatnak a két atom között.

### Egy kovalens kötés jellemzői: két és több atomos molekulákban: kötés energiája, kötés távolsága, kötésszög.

#### Kötés távolság:

Két atom közötti távolság. Két atom közötti távolság a kötésszög, minél kisebb a kötés, annál kisebb a távolság, minél több  $e^-$  pár tartózkodik közt.

#### Kötés energiája:

Egy molekulát alkotó típusú kovalens kötés képződésénél szabaddal. Többes kötés erősebb, mint az egyszeres. A  $\pi$ -kötés erősebb, mint a  $\sigma$ -kötés. Annál nagyobb, minél kisebb atomok között képződik a kovalens kötés.

#### Kötésszög:

A molekulákban a kötésszögek által okozott szög. A kötésszög az atom körül. Előtt kötés és nem kötés  $e^-$  párok tartózkodnak, ezen a kötés leggyengébb helyezkednek el.

### együttel

#### Molekulageometria:

- 2  $e^-$  pár: lineáris
- 3  $e^-$  pár: szögletes
- 4  $e^-$  pár: tetraéder
- 5  $e^-$  pár: trigonális bipyramid
- 6  $e^-$  pár: oktaéder

### 1) Adatív (koordinatív) kötés. Komplex vegyületek jellemzői, koordinációs és fényszíne, koordinációs szám, komplex vegyületek kényszerítése és stabilitása.

#### Adatív kötés (koordinatív kötés)

A kötés  $e^-$  pár mindkét tagja ugyanattól az atomtól származik. (donor) A másik atom nem ad  $e^-$ -t a kötésbe (akceptor)

→ 2  $e^-$  páros a vegyületben, az adatív kötés komplex vegyületben kialakításával van jelentősége.

#### Komplex vegyületek:

Azok a vegyületek, melyekben egy központi ionhoz vagy atomhoz az anionok sztoichiometriai vegyületet meghaladó számúban kapcsolódnak csak/molekulák.

A komplexben kötött elektronpár donor molekulák vagy ionok által ligandumokként nevezünk. A fémion a központi kötés ligandumokkal alkotja a komplex iont.

A fémionhoz kovalens kötéssel kötött ligandumok alkotják az első koordinációs szférát, amely kevésbé disszociál.

A második koordinációs szférát alkotják az elektronstatikus kölcsönhatással csak köztük lévő, melyek oldatban teljesen disszociálnak.

A fémionhoz első koordinációs szférában kötött ligandumok száma megadja a fémion koordinációs számát. 2-10 kötés változat, fémion méretétől függ.

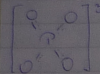
A kovalens távolságai különböznek a központi fémion távolságaitól:

- kovalens távolságok száma változhat a fémion méretétől függően
- gyakran deltaligandumokkal jár
- a komplexben ligandumként kötött ionok gyakran nem mutatkoznak ki a szabad ionokra jellemző reakciókkal
- valójában a reakciók során, egy változatban a kovalens távolságok és a vezetőképesség



### PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> közeletben

- P atom sp<sup>3</sup> hibridállapotú, 10-és 1π-kötés, kényszeres kötés: 1 és 1/4



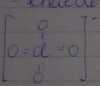
### NO<sub>2</sub>: újtátra

- N atom sp<sup>2</sup> hibridállapotú, 3σ-és 1π-kötés



### ClO<sub>2</sub>: penitencia

- kényszeres



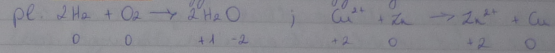
### 11) Az oxidációs szám fogalma, kiszámítása (példák), jelentősége az oxidációs folyamatok felismerésében

#### Oxidációs szám

A vegyület atomjainak töltését értjük, ha úgy tekintjük a vegyületet, mintha minden atoma ionos állapotban lenne.

- elemek oxidációs száma nulla
  - egyatomos ionok esetén azonos a töltésszámmal  
pl. Na<sup>+</sup> → +1, Ca<sup>2+</sup> → +2
  - fluor: -1, oxigén: -2, hidrogén: +1
  - alkálifémek: +1, alkáliföldfémek: +2
  - többatomos molekulák esetén az oxidációs számok összege nulla  
pl. CH<sub>4</sub> → 1·(-4) + 4·(+1) = 0
  - összetett ionok esetén az oxidációs számok összege egyenlő az ion töltésével  
pl. SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> → 4·(-2) + 6 = -2
- egy elem oxidációs száma más-más értéket lehet felvenni a vegyületeiben
- pl. N<sub>2</sub> → 0, K<sub>2</sub>H<sub>2</sub> → -2, NH<sub>3</sub> → -3, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> → +3, NO<sub>2</sub> → +4

Ha egy reakció során egy atom oxidációs száma nő, akkor oxidációról, ha csökken, redukcióról beszélünk. Oxidáció és redukció egyetemesen megy végbe.



### 12) 1. molekulák közötti - nemoldható - kölcsönhatások dipól-kölcsönhatás, van der Waals-féle erő, H-kötés

Gyenge kölcsönhatások molekulák között, kevés energia befektet, mind 100 kJ/mol.  
van der Waals-féle erő  
Leggyengibb kölcsönhatás. Apoláros molekulák között létezik, polarizáció eredményeként, a molekulák közelébe  $\epsilon$ -felhő terjedése miatt. Mennyire függ a molekula méretétől és az  $\epsilon$ -ok számától (amit érintett), mind nagyobb a molekula.

pl. I<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>  
dipól-dipól kölcsönhatás  
Polaráros molekulák ellentétes töltésű poláris közt felépítésként sztatikus vonzás. Mindkét részét alakíthat ki folyékony és szilárd halmazállapotban.

pl. H<sub>2</sub>O  
hidrogénkötés  
Leggyengibb intermolekuláris kölcsönhatás. Kis méretű, nagy elektronegativitású atomok H-nel alkotott poláros molekulák között jön létre (N, O, F)

pl. H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF  
H-kötés tartalmi vegyületek jellemzői:  
- magas olvadáspont, fagyáspont, olvadáshő, párolgáshő  
- nagy viszkozitás

### 13) A gáz halmazállapot általános jellemzői, felépítés és mágneses állandó jellemzői, felépítés, energiaszintjei. Példák: H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>

A gáz halmazállapot  
A molekulák egymástól távol helyezkednek el, rendezettségük hiányos, mozgékonyabbak, nyomás növelésével csökken a molekulák közötti távolság, így a gáz tömörítése befektetett az elmozdulások

nagy sebességgel mediatlenül mozognak, rendelkezésre álló tér teljesen kihasználható, sűrűségük tehát kicsi.

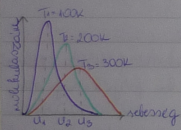
Átlagos sebesség

A gázmolekulák közegata elhanyagolható a gáz által be-  
szelhető térfogathoz képest. A molekulák egymásra sem vonzó sem  
taszító hatást nem fejtnek ki, az ütközéseiket eltekintve. A  
gázmolekulák egymással, illetve az edény falával történő ütközé-  
se rugalmas. A gázmolekulák átlagos sebességét és kinetikus  
energiáját a gáz hőmérséklete határozza meg. Azonos hőmérsék-  
leten, azonos számú gázmolekula kinetikus energiája megegyezik,  
és független a gáz anyagi minőségétől.

Átlagos nyomáson és magas hőmérsékleten általában minden  
gáz ideálisnak tekinthető.

A Maxwell-Boltzmann-féle kinetikus energiatörvény

A gáz molekulák sebessége más molekulákkal történő ütközések  
miatt folytonosan változik. Az egyes molekulák sebessége nem  
határozható meg, de a molekulák sebességeloszlása adott  
hőmérsékleten állandó.



Adott hőmérsékleten a gátek maximuma  
annál a sebességnél van, annál a mo-  
lekulák legnagyobb része mozog, de minél  
kisebb és nagyobb sebességgel mozog moleku-  
lák is lehetnek. Ha növeljük a hőmérsék-  
letet, az elcsúszási gátek maximuma és az  
átlagos sebesség a nagyobb sebességek felé tolódik el.

A gáz átlagos kinetikus energiája:

$$E_k = \frac{1}{2} n \overline{v^2} = \frac{3}{2} n T$$

molekulák átlagos sebessége  $u = \sqrt{\frac{3}{2} T}$

Pascalis nyomás

Folytatva a gáz nyomását az edényben lévő elemző mennyiségű  
gázzal az edény falával történő ütközése alakítja ki. Az edény  
mindenfelé érintkező felületén egy pascalis (résztleges) nyomás.  
A különböző mennyiségű gázmolekulák között nincs kölcsönhatás, így  
a gázzal szembeni nyomás együtt az edényet alkotó gázok pascal-  
is nyomásainak összegével (Dalton törvénye)

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P$$

$P \cdot V = n R T \rightarrow$  ideális gáztörvény

Reális gázok

Átlagos hőmérsékleten, nagy nyomáson a gáz térfogata annyira  
csökken, hogy a molekulák közegata már nem elhanyagolható

el a gáz által betöltött térfogathoz képest. A gázmolekulák  
között ható vonzóerőket sem lehet elhanyagolni. A gáztól mole-  
kulák között nagyobb a másodlagos kölcsönhatások való-  
színűsége. Akadályozzák a gázmolekulák ütközését a felü-  
lettel, így csökken a nyomás. A molekulasűrűség a moleku-  
lák számával, anyag mennyiséggel jellemző állandóval, és for-  
ditottan arányos a térfogat megfordítottjával.

$$P = P_0 + \frac{n^2 a}{V^2} \quad (P_0: kinetikus teoretikus P)$$

$$V = V_0 - n b \quad (V_0: gáz rendelkezésre álló üres térfogata)$$

Reális gázok van der Waals állapotegyenlete:  
 $(P + \frac{n^2 a}{V^2}) \cdot (V - n b) = n R T$

1) A folyékony halmazállapot jellemzése. Vízkezelés és felület feszültség

A folyékony halmazállapot

A részecskék között szorosabb vonzóerők működnek, a részecskék  
együttműködés közel lebegnek el. Egykelésze rendezettség jel-  
lemző. Térfogatuk viszonylag állandó, azaz alakja nem  
szokásból még viszonylatatlan. A részecskék állandó, ren-  
dezetlen mozgást végeznek.

Vízkezelés

Állandóval szemben ellentétes. T növekedésére sokkal  
P növekedésére nő.

Felület feszültség

A folyadék felszínén elhelyezkedő részecskékre a kis kölcsönözési ma-  
nyagból nem egyforma erők hatnak. A folyadék felületi rétege  
erősebben a közelebbi részecskékhez kötődik, mint a felszín felé, ezért a folyadék-  
felület a felület felé irányuló vonzóerő hatására legkisebb térfogatra  
igyekezik összehúzni. A felületfeszültség a folyadékok felületén és azok-  
hoz közelebbi részecskékhez, mint azok közelebbi részecskékhez energiát kell befektetnie.  
A felületfeszültség tehát az az az energiával arányos, mely a  
folyadék felületének egy egység területét történő megnöveléséhez szükséges.  
T növekedésével nő.

Gőznyomás

Minden folyadék állapotban elgőzölög, és minden gáz lecsapódik. Ez  
a két folyamat partikulárisan egyaránt. Dinamikus egyensúlyban  
az elgőzölögő folyadék és a lecsapódó gáz mennyisége állandó. Az  
a pascalis nyomást nevezzük gőznyomásnak, melyet egy adott hő-  
mérsékleten a dinamikus egyensúly beállt Tauli-vel exponenciálisan is





16) Az oldat oldatossága, azaz a oldhatóság fogalma, kitért oldatok és oldatosság függése a hőmérséklettől és a nyomástól. Gázok oldatossága függvényében Henry törvénye egyenlete.

### Oldat

Két vagy több kimérteneg, homogén, egyfajtaú keverék. A komponensek (oldott anyag, oldószer) bármilyen kémiai állapotban lehetnek.

### Oldat és oldhatóság

Tökéletes állapot ( $c_{max}$  oldat) az oldandó anyag részecskéit összekötő kémiai kötésekkel szemben a részecskéik és az oldószer molekulái közti kölcsönhatás jut túlsúlyba.

↳ szelvényt a energiaszabaddal és entropiaszabaddal szemben.

A gázok és egyes folyadékok keverékébe egymással olyan oldatokat képeznek, melyekben az alkotórészek mennyiség aránya kétértelmű. Az oldatok tömegében az alkotórészek mennyisége csak nagyon meghatározott arányok között változhat. Egy adott mennyiségű oldandó anyag feloldása után további anyagot az oldatban már nem képes feloldani) kitért valik.

Oldhatóság: a kitért oldat koncentrációján adott hőmérsékleten.

Ha az oldat telített:

- dipolus molekulák poláris oldószerben
- apoláris anyagok apoláris oldószerben
- azok az anyagok, melyek apoláris és poláris részecskéket is tartalmaznak, általában mind a kétben jól oldhatók.

### Hőmérséklet és nyomás hatása az oldhatóságra:

Anyagok oldatát kétféleképpen lehet, az az oldandó (kJ/mol)

↳ exoterm folyamat hőfelszabadulással jár.

↳ endoterm folyamatot kifejezhet hővesztéssel.

Az oldatosságot befolyásolja a hőmérséklet. Ha az anyag oldása exoterm, akkor az oldhatóság a hőmérséklet emelkedésével nő. Ha az anyag oldása endoterm, akkor az oldhatóság a hőmérséklet emelkedésével csökken. Ha az anyag oldat nem képez hőváltozást, az oldhatóság független a hőmérséklettől.

Henry törvénye: az oldatban reaktív nem létező gáz oldhatósága (c) egyenes arányos a gáznak az oldat feletti résznyomással (P).

$$C = d \cdot P$$

↳  $d$  a hőmérséklettől és a gáz anyagi minőségétől függő állandó.

A gázok oldhatósága általában nő a hőmérséklet emelkedésével. Henry törvénye egyenlete.

A rugalmas A és B gázzal nem elengedhetetlenül keverékben olyan oldatban egyaránt lehet, melynek során az oldott anyag oldhatóságának arányában megemelkedik a két oldatban képezhető oldott anyag A és B oldatában mint koncentrációjának keverékében a rugalmas keverékben.

$L = \frac{c}{c_0} \Rightarrow$  függ az oldott anyag mennyiségétől és a hőmérséklettől, független az oldott anyag abszolút koncentrációjától.

### 17) A koncentráció fogalma és fajtái:

#### Koncentráció

Az a fizikai mennyiség, amely mennyiségben van jelen adott mennyiségű oldatban egy oldatban.

#### Fajtái

tömegszázalék: oldott anyag tömege az oldat tömegének hány százalékát képezi.

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

tejszázalék: oldott anyag térfogata az oldat térfogatának hány százalékát képezi.

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

vegyes százalék: oldott anyag tömege hány százalékát képezi az oldat térfogatának.

$$\frac{\text{oldott a (g)}}{\text{oldat (cm}^3\text{)}} \cdot 100$$

molaritás: oldott anyag mennyiségének száma 1 dm<sup>3</sup> oldatban.

$$\frac{\text{oldott a (mol)}}{\text{oldat (dm}^3\text{)}}$$

molaritás: oldott anyag mennyiségének száma 1 kg oldatban.

$$\frac{\text{oldott a (mol)}}{\text{oldat (kg)}}$$

molaritás: egy kg keverék mennyiségének számát az oldatban lévő összes keverék mennyiségének számával osztva meg.

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots}$$

normalitás: molaritás és az értékiség szorzata.

$$\text{oldott a (mol)} \cdot z$$

$$\text{oldat (dm}^3\text{)}$$

19) Hig oldatok tenyésztési oldatok készítésének, fagyás- és forráspont

Az oldékony anyagot tartalmazó oldatok speciális tulajdonságai. Készítési tulajdonság: az oldat olyan tulajdonságai, melyek az oldott anyag molekulák számával arányosak, de függetlenek az oldott anyag mennyiségétől. Az egynemű arányosság csak kis koncentrációk esetén (hig oldatok) jellemző.

Terázió-összehúzó

A nem oldékony anyagot tartalmazó oldatok gőznyomása mindig kisebb, mint a tiszta oldószeré. Az oldószer és az oldott anyag kölcsönhatásával az oldószermolekulák egy része kötött állapotba kerül, így csak a gőzterbe kilépni képes szabad oldószermolekulák száma.

Zenitális Raoult-törvényével: minden egyes komponens tiszta állapotában mért saját térfázis-érték (p<sub>0</sub>) és molfrakciójuk szorzata arányos a keverék az oldat terázióját.

$p = p_0^A \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B} + p_0^B \cdot \frac{n_B}{n_A + n_B}$

$\Delta p = p^0 - p$

Fagyáspont-összehúzó, forráspont-emelkedés

A terázió-összehúzó következménye az oldat fagyáspont-összehúzó és forráspont-emelkedése a tiszta oldószerhez képest.

Álltalánosan valid összefüggés:

$\Delta T = K \cdot m \rightarrow m = c \cdot d$

K: oldószer anyagi mennyiségére jellemző állandó, 1kg oldószerben 1 mol oldott anyag által létrehozott fagyáspont-összehúzó vagy forráspont-emelkedés

C: oldott anyag koncentrációja

d: diszociációs szám, keltező részecskék száma

Oldat fagyáspontja az oldószer fagyáspontja és a fagyáspont-összehúzó különbsége.

$T_f = T_{f0} - \Delta T_f$

Oldat forráspontja oldószer forráspontja és a forráspont-emelkedés összege

$T_b = T_{b0} + \Delta T_b$

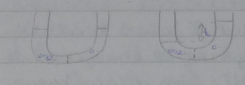
18) Oldás, oldószenyomás, ozmolantás fogalma

Oldás

Egy adott oldat saját tiszta oldószerrel feligszorított keverékkel dializálva az oldószermolekulák az oldat irányába áramlanak, eszketve annak koncentrációját.

Oldószenyomás (π)

Az a nyomás, mely éppen hálítja az ozmolant. Kolligatív tulajdonság. Független a hőmérséklettől.



h: oldószer és oldat közötti felnyomás-különbség

$p \cdot V = n R T \rightarrow \pi = \frac{n}{V} R T$

n/V: koncentráció (c)  
R T: állandó (k)

$\pi = c \cdot d \cdot k$  d: diszociációs szám

Ozolantás

Sok komponensű oldatok oldószenyomása az összetevők oldószenyomásainak összege.

Ozolantás: egy oldat oldószenyomása ugyanolyan, mint a koncentrációja egyetlen, nem diszociáló anyagot tartalmazó oldat oldószenyomásával azonos.

Ugyanaz az ozmolantási oldat: izozozotikus

A > B akkor A: hipozozotikus, B: hipozozotikus

20) Álltalános szorzat-függvény h. feladat

Álltalános szorzat (L)

Ugyanolyan körülmények között előző elektrolitok oldékonyságának szám-összege jellemző

$L = [A^+] \cdot [B^-]$  ha  $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$

Diszociáló anyag koncentrációjának szorzata telített oldatban. Ekkor figyelembe az elektrolit anyagi mennyiségét, hőmérsékletét.

Ha az oldatban az ionok koncentrációjának szorzata megegyezik L értékkel, az oldat telített.

Álltalános

- 1) oldatban lévő ionok koncentrációjának szorzata az az ionok által létrehozott, melynek egyenlő az L értékkel
- 2) analitikai egyenlőség pl. oxipidok titrálás (c-meghatározás)
- 3) sok hasznos

#### 1) azonos gyökörrel:

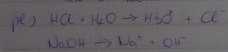
- sok különböző határossal megkísérelve
- pontosan kontrasztkonjugát kiválasztása  
pl.  $\text{BaSO}_4$  rosszul oldódik
- képződés szerűletén (pl. vöröskő)

#### 2) Sav-bázis párok

##### Arrhenius elmélet

Sav: vízben hidrogénionokra diszociál. Adatuk savas kémhatású, mint a  $\text{H}^+$  koncentrációja meghaladja az  $\text{OH}^-$  koncentrációját

Bázis: víz oldatban hidroxidionokra diszociál. Lúgos oldatukban az  $\text{OH}^-$  koncentrációja meghaladja a  $\text{H}^+$  koncentrációját



##### Bronsted-Lowry elmélet

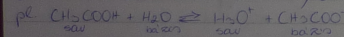
A  $\text{p}^+$  szerepet kapcsoltatja a sav-bázis reakciókban

Sav:  $\text{p}^+$  leadására képes vegyület

Bázis:  $\text{p}^-$  felvételre képes vegyület

A savak  $\text{p}^+$  leadása után bázisok, a bázisok  $\text{p}^-$  felvételével savok alakulnak, konjugált sav-bázis párok.

Mint Arrhenius szemléltette, savak bázisok kéntünek, azt  $\text{H}^+$  is, csak kisebb mértékben az elvált, vöröskő is kéntünek.



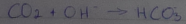
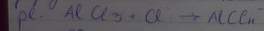
Autóionizáció: sűrűségű bázisok is reakcióba lépnek, a partner erősségétől függően pl.  $\text{H}_2\text{O}$

##### Lewis elmélet

Sav: azok az anyagok, melyek  $\epsilon$  pár felvételre képesek.

Bázis:  $\epsilon$  pár átadására képes anyagok.

A Bronsted-Lowry elmélet kiegészítik, számos kémiai reakció fel fogható sav-bázis reakciónak.



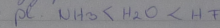
#### 2) Savak erősségének értékelése a molekulaszerkezet alapján

##### Elektron H-vel alkotott vegyületek

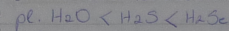
pl.  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  alkalisok konjugát:  $\text{H}_2\text{Z}$

Savak erősségét befolyásolja az elektron (Z) EN értéke, és az atom elektronegativitása.

Egy periódusban balról jobbra haladva nő a savak erőssége



Egy csoportban felülről alulra nő a savak erőssége a vöröskő elektronegativitás csökkenésével.



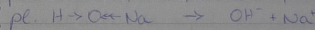
A halogén hidrogének víz oldatai HF kivételével mind erős savak:  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$

##### Drágaságok esetén

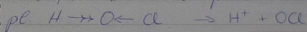
Alkalisok konjugát:  $\text{H}^{\text{a}}\text{O}^{\text{b}}\text{Z}$

Az EN értéke jelentősen befolyásolja a H-EN-értéket, ahogyan a "b" kötés erőssége polarizálható, mint az "a" kötés

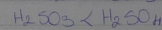
pl. alkali földiek, alkali földfémek



Az EN értéke jelentősen befolyásolja a H-EN-értéket (pl. halogénok), az "a" kötés polarizálható, mint a "b" kötés.



A sav erősségét a Z-től kapcsoltatódó további O-atomok to-  
vább fokozzák. pl.  $\text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$

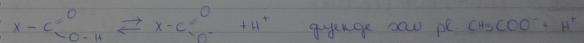


##### Savak erősségének értékelése

$\text{OH}^-$

$\text{H}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{H}$  alkohol nem diszociál

x



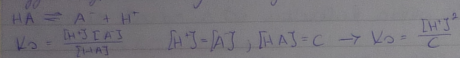
$\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{COOH} \rightleftharpoons \text{Cl}-\text{CH}_2-\text{COO}^- + \text{H}^+$  erősített sav

Az x szerkezeti részben kötött Cl a polarizációt fokozza,  $\text{H}^+$  daos kis mértékben fokozódik.

23) A sav ( $K_a$ ) és a bázisoldás ( $K_b$ ) konstans levezetése A, pK fogalma. Erős és gyenge savak/bázisok.

1. erős disszociációs egyensúly:  $K_a$

Savak erőssége a víz oldatban gyászecskő protolitikus reakció egyensúlyi állandójával jellemezhető.



A sav amiól erős, mivel nagyobb a  $K_a$  értéke.

$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$

$\rightarrow pH = -\log(K_a \cdot C)$

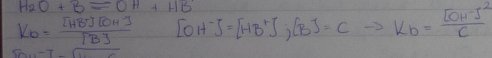
$\rightarrow pH = -\frac{1}{2} \log K_a \cdot C$

$\rightarrow pH = -\frac{1}{2} (\log K_a + \log C) \rightarrow pH = \frac{pK_a - \log C}{2}$

$pK_a = -\log K_a$

Mivel nagyobb a  $pK_a$ , a disszociációs amiól kisebb.

2. bázisok disszociációs egyensúly:  $K_b$



$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C}$

$\rightarrow pOH = -\log(K_b \cdot C)$

$\rightarrow pOH = -\frac{1}{2} \log K_b \cdot C$

$\rightarrow pOH = -\frac{1}{2} (\log K_b + \log C) \rightarrow pOH = \frac{pK_b - \log C}{2}$

$pK_b = -\log K_b$

A bázis amiól erős, mivel nagyobb a  $K_b$  értéke.

Erős savak/bázisok:

Vízben oldva teljesen disszociálnak. Az erős savak könnyen adnak  $H^+$ -t, az erős bázisok nagy  $OH^-$ -ket képesek nyújtani.

Erős savak pl:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$

Erős bázisok pl:  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$

Gyenge savak/bázisok:

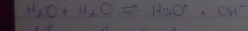
Vízben oldatban csak részlegesen disszociálnak.

Gyenge savak:  $HClO$ ,  $HNO_2$ ,  $H_3PO_4$ ,  $CH_3COOH$

Gyenge bázisok:  $NH_4OH$ ,  $NH_3$

24) A víz disszociációs egyensúly, a víz ionizációs, pH és pOH.

A víz disszociációja:



A kívülről hozta víz disszociációja csak kis mértékben játszódik le.

Az erős koncentrációjú  $H^+$  és  $OH^-$  koncentrációval jár.

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

A víz ionizációs

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

pH és pOH

Víz oldatok koncentrációja kifejezhető az oldatok  $H^+$  vagy

$OH^-$  koncentrációjával.

pH és pOH a megfelelő koncentrációk negatív logaritmusait jelentik.

$pH = -\log [H^+]$   $pOH = -\log [OH^-]$   $pH + pOH = 14$

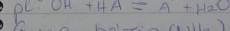
$pH_{sav} < 7$ ,  $pH_{bázis} > 7$

25) Pufferok állítások, jellemzői, Pufferkapacitás.

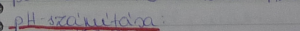
Pufferok:

Pufferoldatok nevezzük a gyenge savat és erős bázissal alkotott sókat (pl.  $CH_3COOH + CH_3COONa$ ), vagy gyenge bázist és erős savat alkotott sókat tartalmazó oldatpárokat (pl.  $NH_3 + NH_4Cl$ ). Az erős savak és bázisok vízoldatba kifejezett pH-értékű oldatot alkotnak, tehát az oldat pH-ját közel állandó tartanunk lehet.

Gyenge sav ( $HA$ ) és konjugált bázisa ( $A^-$ ). Az erős bázis  $OH^-$  ionjai reagálnak a disszociálatlan savval.



Gyenge bázis ( $NH_3$ ) és konjugált sav ( $NH_4^+$ ): Az erős sav  $H^+$  ionjai reagálnak a disszociálatlan bázissal.



pH számítások:

$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$

$\rightarrow [H^+] = K_a \cdot \frac{[HA]}{[A^-]}$

$\rightarrow pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$

$\rightarrow pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$

$\rightarrow pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$

$pOH = pK_b + \log \frac{[HB^+]}{[B]}$

$\rightarrow pOH = pK_b + \log \frac{[HB^+]}{[B]}$

Henderson-Hasselbalch-egyenlet

Pufferkapacitás:

Valamely egyenlítő savak/bázisok a molekulák kifejezett mennyiségű, mely  $dm^3$  oldat összetételét puffermolekulákban egyenlítő pH-értékű tartást hoz létre. Savval számban  $x = \frac{[A^-]}{[HA]}$

bázissal számban  $x = \frac{[B]}{[HB^+]}$

26) A szervezet legfontosabb pufferrendszerai

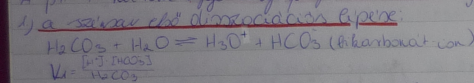
1) Bicarbonát puffer

A vér pH-ját szinte állandó szinten, egészen emberről az állatra más vér pH-ja 7,4 körül van. Ha növekszik a sejtek mátrixában képződött CO<sub>2</sub> + (pH > 7,0).

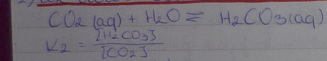
A pH szabályozás (pH < 7,35) a gázcsere útján történik a tüdőben a CO<sub>2</sub> kiválasztásával. pH < 7,0 komát idéz elő.

A pufferrendszer fontos komponensei a vérsav (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) és a vérsó (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>). A vér pufferrendszerében az H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> és a tüdőben lévő CO<sub>2</sub>(g) is szerepet játszik.

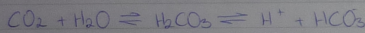
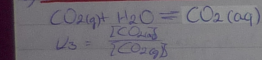
A pH-t három egyensúlyi folyamat alakítja ki:



2) az oldott CO<sub>2</sub> és a vérsav egyensúlyja



3) a CO<sub>2</sub> oldódása



$$K_1 \cdot K_2 = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \cdot \frac{[H_2CO_3]}{[CO_2]} = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[CO_2]} = K$$

$$\log K = \log [H_3O^+] + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

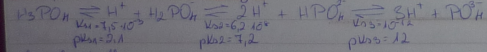
$$pH = pK + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

pH = 7,4, log  $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}$  = 2,2  
 [CO<sub>2</sub>] = 1,2 mM

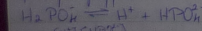
3) Intracelluláris puffer

Intracelluláris puffer

Intracelluláris disszociációja



Intracelluláris puffer



$$K_{a2} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \rightarrow pH = pK_2 + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 7,2 + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

27) Elektrólitok általános jellemzése. Elektrólitok disszociáció, disszociációs és teljes disszociációs konstans

Elektrólitok disszociáció

Ugyan a köztudott oldat sűrűsége sokakra történő szabályos. Az elektrólit oldat vezet az elektrólitok miatt.

A disszociáció mellett figyelembe kell venni a koncentrációtól vagy koncentráció mellett: teljes disszociáció > erős elektrólit  
 részleges disszociáció > gyenge elektrólit

Disszociációs fok (α)

A disszociáció mellett figyelembe kell venni a koncentrációtól vagy koncentráció mellett: teljes disszociáció > erős elektrólit

α =  $\frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$

Ennek 0 és 1 között változik, gyenge elektrólitok esetén a legkisebb értékekkel nő.

Disszociációs fok α = 100.

Disszociációs állandó

Az elektrólitok disszociációs konstansok számcsillag jelölésűek.

Tüggeljen a koncentrációtól.

Kémiai folyamatok egyensúlyi állapotainak általános törvénye: A + B ⇌ C + D

$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

Disszociációs folyamatok: AB ⇌ A<sup>+</sup> + B<sup>-</sup>  

$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

K<sub>d</sub> az elektrólitok jellemző, koncentrációtól független konstansok.  
 K<sub>d</sub> > 10<sup>-4</sup>

Gyenge elektrólitok: K<sub>d</sub> < 10<sup>-5</sup>

Disszociációs konstans és disszociációs fok közötti összefüggés

AB ⇌ A<sup>+</sup> + B<sup>-</sup> folyamatra C (teljes koncentráció) esetén

$$[A^+] = \alpha C, [B^-] = \alpha C, [AB] = (1 - \alpha) C$$

$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \rightarrow K_d = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{(1 - \alpha) C} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \rightarrow K_d = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

28) Elektrólitok fajlagos és ekvivalens vezetőképessége erős és gyenge elektrólitok

Az elektrólitok vezetőképessége az oldatban lévő ionok számától, töltésétől és mozgékonyaságától függ. Az oldat vezetőképessége fordítottan arányos az ellenállással.

vezetőképesség:  $\frac{1}{R}$ , R =  $\frac{l}{A \cdot S}$  S: fajlagos ellenállás

l: vezetési hossz, A: keresztmetszet

### Specifikus vezetőképesség:

A specifikus ellenállás reciproka

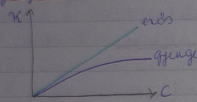
$$K = \frac{1}{\rho} \quad \left( = \frac{1}{\frac{1}{\sigma}} \right)$$

Az egységnyi elhosszi elektrolitkocka (1cm<sup>3</sup>) vezetőképessége

egysége:  $\frac{1}{\Omega \cdot \text{cm}}$

Erős elektrolitok esetén a koncentrációval lineárisan változik.

Gyenge elektrolitok esetén nem lineárisan változik.



### Elektrális vezetőképesség:

Egy ml-es  $\rho$  és  $\epsilon$  töltésű ion tartalmú oldat vezetőképessége

$$\lambda = K \cdot V \quad V: \text{hígítás: egy ml-es } \rho \text{ és } \epsilon \text{ ion tartalmú oldat tenfoldata cm}^3 \text{-ben}$$

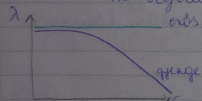
Erős elektrolitok esetén nem függ a koncentrációtól, tömény oldatokban is teljesen disszociálnak, elektrális vezetőképességek a végtelen vagy hígítás esetén végtelen közelébe értek.

Gyenge elektrolitok esetén hígítással növekszik, végtelen vagy hígításban maximális.

Gyenge elektrolitok disszociációs fokai:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}} \quad \lambda_{\infty}: \text{adott koncentrációval mint } \lambda$$

$$\lambda_{\infty}: \text{végtelen vagy hígításban mint } \lambda$$



### Erős és gyenge elektrolitok:

Erős elektrolitok: az oldatban teljes mértékben ionokra disszociáló anyagok. Savak és bázisok egy része, egytöltésű és azonos oldatok.

Gyenge elektrolitok: az oldatban csak kis mértékben disszociáló anyagok. Savak és bázisok egy része, pl. ecetsav.

### 2) Sav-bázis indikátorok működésük és sav-bázis titrálás görbéi

#### Indikátorok:

azon gyenge savak vagy gyenge bázisok, melyekben a protonált és deprotonált formájuk molekulaszerkezete megváltozása következtében eltérő színű.

Általuk egy színűek (szintelen = savas) vagy két színűek (savas = sárga).

pl. H<sub>2</sub>A : vörös (protonált)

HA<sup>-</sup> : sárga (deprotonált)

$$\frac{[HA^-]}{[H_2A]} = 1 \rightarrow \text{savas} \quad \text{pH} = \text{pK}_s$$

$$\frac{[HA^-]}{[H_2A]} = 10 \rightarrow \text{vörös} \quad \text{pH} = \text{pK}_s - 1$$

$$\frac{[HA^-]}{[H_2A]} = \frac{1}{10} \rightarrow \text{sárga} \quad \text{pH} = \text{pK}_s + 1$$

Az ellenes am akkor tud szint megkülönböztetni, ha az egyik konjugált legalább tízszeres feleslegben van.

Alkalmazás:  $\text{pK}_s \pm 1 = \text{pH}$

Fenolftalein: szintelen = savas (alkalmazás:  $\text{pH} = 8-10$ )

Metilvörös: vörös = sárga (alkalmazás:  $\text{pH} = 3-5$ )

Sav-bázis titrálás görbéi:

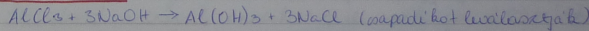
három gyakorlati képlet

### 3) Aniók elektrolitok

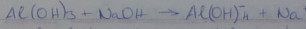
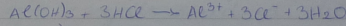
Ugyan anyagok, melyek savként és bázisként is reakcióba léphetnek, a reakciópartner erősségétől függően. Savval szemben bázisként, bázissal szemben savként viselkednek.



#### hidroxidok:



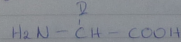
$\rightarrow HCl$ -al és  $NaOH$ -al reagáltatják



A fémhidroxid oxipidok savban és bázisban is feloldódik.

#### Amfoterok

Aniók karakterrel rendelkeznek, egyik funkcióssá pont gyenge bázisok, másik gyenge savak.

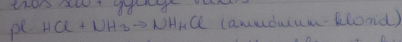


31) Savanyú és lúgos sók (gyenge savak és gyenge bázisok sós sói) disszociációs egyenletei (hidrolízise)

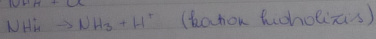
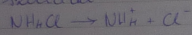
Sók:

Savak és bázisok reakciója ugyan háltközvető vegyületek.

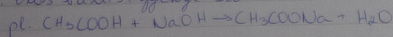
Savanyú sók: erős sav + gyenge bázis



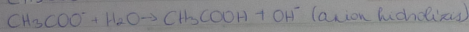
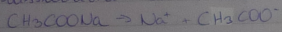
→ disszociálós H<sup>+</sup>-t tartalmaz, adott esetben pi<sup>-</sup>-ként tud deox-szaniálni



Bázikus sók: erős bázis + gyenge sav



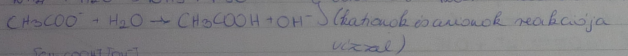
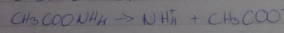
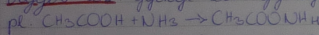
→ disszociálós OH<sup>-</sup>-t tartalmaz



Sók hidrolízise

Hidrolízis: amikor egy kicsi víz segítségével felbomlik és a víz például 10<sup>14</sup> rész épül be a víz, a sók reagálnak vízzel.

Vegyes sók: gyenge sav + gyenge bázis



$K_b = \frac{[CH_3COO^-][OH^-]}{[CH_3COOH]}$  →  $K_b = \frac{K_w}{K_a}$

$K_s = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$  →  $K_s = \frac{K_w}{K_b}$

32) Galvanic cell (galvanikus cella) működése. Oxidáció és redukció a galvanic cellban. A Daniell-Cella (Daniell-cella) standardpotenciál, elektromotoros erő.

Galvanic cell:

Ugyan levezetés, melyben az anódon (⊖) oxidáció, ettől tényleg dualizálva a katódon (⊕) redukció játszódik le.

Oxidáció: e<sup>-</sup> leadással járó reakció (O-felvetel)

Redukció: e<sup>-</sup> felvétellel járó reakció (O-leadás)

A két reakció mindig együtt játszódik le. Az anódot mindig szükséges oxidálós szilárd vagy poros dia-

Galvanic cell

Daniell-Cella

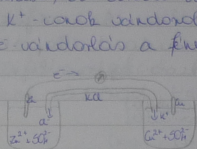
K<sup>+</sup> elektrolit: elektrolit nagyobb része egy anyag oldata és redukált alakjából álló oldattal.

→ Zn lemezt ZnSO<sub>4</sub>-oldatba merítjük

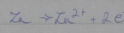
→ Cu lemezt CuSO<sub>4</sub>-oldatba merítjük

K<sup>+</sup>-szűrővel kapcsoljuk össze a két elektrodát, ezzel biztosítjuk az anód oxidálását.

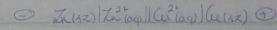
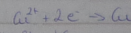
A Zn oxidálódik, a Cu<sup>2+</sup> redukálódik. Az anódon Zn<sup>2+</sup>-ionok keletkeznek, a Cu<sup>2+</sup>-ionok oxidálódnak az oldatba. A katódhoz K<sup>+</sup>-ionok oxidálódnak. Amikor a két fél megismerjük az e<sup>-</sup> áramlását a fém vezetékben.



anód oxidáció



katód redukció



Elektromotoros erő, standard potenciál

Elektromotoros erő: az két maximális munkavégző képességének mértéke. K<sup>+</sup> elektrolit közti potenciálkülönbségből adódik.

$E_{cell} = E_{(katód)} - E_{(anód)}$

Az elektrodpotenciál abszolút értéke nem meghatározható, viszonyítási rendszert hoztak létre. A standard hidrogén elektrodhoz viszonyítva mérjük, mely megállapodás szerint 0V.

Standard potenciál: annak az elemnek az elektromotoros erejevel egyező nagyság, mely standard hidrogén elektrodhoz és a vizsgált standard elektrodhoz áll.

(standard állapot: 101,3 kPa, 25°C)

A galvanic cella negatív potenciál (anód) a kisebb standardpotenciálú elektrod, és oxidáció zajlik. A katód a nagyobb standardpotenciálú, és redukció megy végbe.

Daniell-Cella:  $E^{\circ}(anód) = +0,34V$  ;  $E_{cell} = 0,34V - (-0,76V) = 1,10V$

$E^{\circ}(katód) = -0,76V$

33) Az elektrodpotenciál koncentrációjától függő Nernst-egyenlet (példa):  
Az elektromotoros erő összefüggése a standard állapotú  
kalpa villogásával.

A galvánelem munkavégző képességét az elektromotoros erő jellemzi, hasznos munkavégzést pedig a szabadentalpa-  
 válság (ΔE). Ez az elektromos munkával adható meg:  
 $W_{el} = \Delta E \cdot q$  (q töltésmennyiség)  
 $q = n \cdot F$  (n e<sup>-</sup> mólja; F Faraday állandó: 96500 C·mol<sup>-1</sup>)  
 $W_{el} = \Delta E \cdot n \cdot F$

Hasznos munkavégzés esetén a rendszer munkát végez:  
 $\Delta E < 0, \Delta E > 0 \rightarrow \Delta G = -\Delta E \cdot n \cdot F$  (standard állapotban)  
 Nem csak standard állapotban, hanem más egyensúlyi rend-  
 szerekben is alkalmazható a  
 $\Delta G = \Delta G^\circ + 2,303 \cdot R \cdot T \cdot \log Q$   $Q = \frac{[oxidált]}{[redukált]}$   
 $\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \log Q$  (n<sup>+</sup>) · (-1)  
 $\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,0592}{n} \cdot \log Q \rightarrow$  Nernst-egyenlet

Az elektrodpotenciál függ a koncentrációtól:  
 - oldófajdi elektrodok esetén koncentrációval szemben  
 (= másoldófajdi elektrodok esetén ad)

34) Elő- és másoldófajdi elektrodok jellemzése az elektrodok kon-  
 centrációs potenciáljának összehasonlításával.

Elő- és másoldófajdi elektrodok jellemzése az elektrodok kon-  
 centrációs potenciáljának összehasonlításával.

Előoldófajdi elektrodok:  
 Az oxid koncentrációja miközben változik, az e<sup>-</sup>-ok po-  
 tenzálata, potenciáljuk csökken.

Frissoldófajdi: Felem a sziget csapadék tartalmú oldatba nemil-  
 pl. Zn | Zn<sup>2+</sup> zavarzó és folyamatos oxidáció és redukció is  
 $Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$

Galvánelem: A folyamatosan áramló gáz és csapadék indifferens  
 fém (platin) közegével oxidálódnak/redukálódnak. A hid-  
 rogénélektrodokban a H<sub>2</sub> molekula alacsony oldhatóságú a Pt  
 felületén:  $H_2 \rightleftharpoons 2H \rightleftharpoons 2H^+ + 2e^-$   
 feloldás: (Pt) H<sub>2</sub> (g, 0,1 MPa) | H<sup>+</sup> (1M)



Redoxelektrod: Indifferens fém közegben az oldatban lévő oxidált  
 és redukált anyagok közötti e<sup>-</sup> áramlás.  
 $Pt (Pt) | Fe^{2+}, Fe^{3+}$   
 $Fe^{3+} \rightleftharpoons Fe^{2+} + e^-$

Másoldófajdi elektrod:  
 Felem csapadék elektrod: Az elektrod a fém kisdisszolváció szor-  
 szati sóját (pl. AgCl) és a jó oldhatóságú sóját (pl. KCl) is  
 tartalmazza. Az oldatban feleslegben, csapadék formájában  
 is jelen vannak ezek, kikötött AgCl-ra is KCl-ra.  
 Miközben közben az Ag<sup>+</sup>-ion koncentrációja nem változik,  
 más potenciál, változatlan potenciál = referencia elekt-  
 rod.  
 Kezdeti reakció:  $AgCl + e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$   
 Kalomel elektrod: Hg fém, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> só

35) Koncentrációs elem jellemzése és felhasználása pH mérés

Koncentrációs elem:  
 Azok az elemek, melyeknek két elektrodja azonos anyagú,  
 de az elektrodok koncentrációja különböző. Ilyenkor is  
 fellep a potenciálkülönbség, az ismert anyag felismerés  
 pH-jú, onnantól H<sup>+</sup>-ion koncentrációjú adatok pH meg-  
 határozására.

⇒ Hidrogén-elektrodot kivesszük belőle és összekötjük egy  
 standard hidrogén-elektroddal  
 (Pt) H<sub>2</sub> (g, 0,1 MPa) | H<sup>+</sup> (1M) || H<sup>+</sup> (1M) | H<sub>2</sub> (g, 0,1 MPa) (Pt)

Elektrodpotenciál a Nernst-egyenletből számolhatunk:  
 standard hidrogén-elektrodra:  $E_1 = 0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{1}{1} = 0$   
 ismeretlen hidrogén-elektrodra:  $E_2 = 0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{1}{[H^+]}$   
 Elektromotoros erő:  $E_{EM} = \Delta E = 0 - (-0,059 \cdot \log \frac{1}{[H^+]}) = 0,059 \cdot pH$   
 $pH = \frac{\Delta E}{0,059}$





→ n<sub>0</sub> hőmérséklet emelkedés, olvadás, párolgás  
szórtán: hűtés, fagyás, lezáradás

### 1. feladat

Egy rendszer belső energiája állandó, míg azt munka vég-  
zés vagy hővesztés nem változtatja meg. Zárt rendszer-  
ben a belső energia változását a rendszer és a környez-  
et közötti hővesztés és munka határozza meg:

$$\Delta E = Q + W$$

Reakciók során általában változik a térfogat (gázfejlé-  
s, halmazállapot változás). Állandó nyomáson a ter-  
fogati munka:  $W = P \cdot \Delta V$

Belső energia változása állandó nyomáson, ha a térfogat  
munkán kívül más munkavégzés nincs:

$$\Delta E = Q - P \Delta V$$

$$\rightarrow Q = \Delta E + P \Delta V \rightarrow Q = \Delta H = \text{entalpia változása}$$

### Entalpia: (H)

Anyagok köztartalmán állandó nyomáson.

Állapotfüggvény, extenzív mennyiség.

$$H = E + P \cdot V$$

$$\Delta H = \Delta E + P \Delta V + V \Delta P$$

### 39) Reakcióhő, termokémiai egyenlet. Hess-tétel

#### Reakcióhő

Kémiai reakciókat kísérő entalpiaváltozás. (hőfelszabadulás  
vagy hőfelvétel)

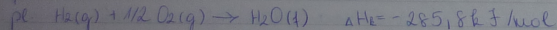
$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{m}} - \sum \Delta H_{\text{r}} =$  (termék entalpiáinak összege - a ki-  
indulási anyagok entalpiáinak összege)

#### Hess-tétel

A reakcióhő csak a rendszer kezdeti és végállapotától függ,  
független a reakciótól, a részfolyamatok ündőségétől  
és sorrendjétől.

#### Termokémiai egyenlet

A kiindulási anyagok és a termékek ündőségét, mennyi-  
ségét, halmazállapotát és a folyamat reakcióhőjét kell  
feltüntetni.



### 40) Atomos fajlagos kötéshő, kötési energia

#### Kötési energia

Egy molekulában lévő atomok közötti kötés felbontásához  
szükséges energia. Bizonyos kötéshővel felszabításához szükséges energia ko-  
valensz atomos, függetlenül attól, hogy milyen moleku-  
lában van (kötési energia additívitása)

#### Molekulaköztartalom (MKT) (standard entalpiaváltozás)

Az a folyamat kísérő hővesztés, mely 1 mol standard állapotú  
vegyület standard állapotú elemekből való képződését kísér.

#### Atomos kötéshő

Egy vegyület atomokból való képződéséhez ha a vegyületben  
lévő kötések kötési energiáit összeadjuk. Ez a szabad ato-  
mok képződési energiáinak megfelelő képződési hő.

### 41) A termodinamika II. feladata. Szabad entalpia és entropia, jelölések a kémiai folyamatokban

#### Entropia: (S)

Rendezetlenség mértéke. A természetben végrehajtott folyamatok-  
ban mindig a rendezetlenebb állapot a valószínűbb. Kétség  
széppé, mint 0. Állapotfüggvény, változása számítható.

$$\Delta S = S_{\text{vég}} - S_{\text{kezdet}}$$

$$S = k \cdot \ln W \quad (k: Boltzmann-állandó, W: mikroállapotok száma)$$

Azért változik, mert:

- nő a részecskék száma

- változik a halmazállapot

- részecskék geometriája, bonyolultsága változik

Állandó hőmérsékleten zajló folyamatokra:

$$\Delta S = \frac{\Delta H}{T}$$

#### II. feladat

Az univerzum entropiája reverzibilis folyamatokban nem  
változik, míg spontán (irreverzibilis) folyamatokban min-  
dig nő. A rendszer entropiája akkor nő, ha a  
környezet entropia növekedése túlsúlyozza azt.

$$\Delta S_{\text{rendszer}} + \Delta S_{\text{környezet}} > 0$$

#### Standardentalpia

A természetben a folyamatok az entalpiacsökkenés és az  
entropianövekedés irányába mennek végbe. Egy adott  
lyélő folyamat entalpiacsökkenése két részből tevő-

H<sub>2</sub>O

Kötési

Egy

jele

Bizon

zeli

laba

Molek

Az a

vegye

Atom

Egy

\* Az atomos képződéshő értéke nagyobb, mint a molekuláris, mert nem használandó el az energia egy része az elem disszociációjához.

Az számíthatjuk az atomos képződéshőt a vegyületben standardentalpiájára, ha az atomos képződéshőből levonjuk a vegyületben lévő elemek disszociációhőjét.

hő, kötés

tipusi

szához

szűk

), hogy

titais

entalpi

ely tuol

való ké

dik ossza  
 1) mas formaaba atalakitando, hasznositando "kard" energia  
 2) mutatolvasseget biztosito, nem szabad energia  
 $H = G + TS$

H2) Exergikus es endergikus reakciok osszkapcsolodasuk a-  
 nyagokhoz folyamatosan

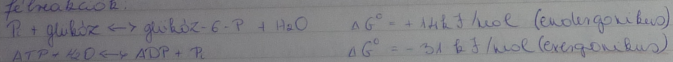
Szabadentalpia- valtozas:

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$   
 Segitsegvel megjoszolható egy folyamat tipusa:  
 $\Delta G < 0$ , exergikus, otkent veglenegy  
 $\Delta G = 0$ , egyensulyi állapot  
 $\Delta G > 0$ , endergikus, otkent nem megy vegre  
 Ha a  $\Delta H$  es  $\Delta S$  eljeli ellentetes, a folyamat iranya meg-  
 joszolható

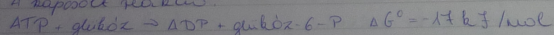
→ otkent veglenegy, ha  $\Delta H < 0$  es  $\Delta S > 0$   
 → otkent nem megy vegre, ha  $\Delta H > 0$  es  $\Delta S < 0$

Kapcsolt reakciok

pl. a tirozináz enzim által katalizalt reakcioban a  
 felreakciok



A kapcsolt reakciok:

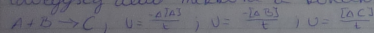


(Ez reakcioban a  $\Delta G$  folyamatosan negatív marad, ha a szabadentalpia negatív marad)

H3) A reakciók sebessége A reakciósebesség függése a hő-  
 mérséklettől

Reakciósebesség

Időegység alatt átalakuló anyagmennyiség. Mennyiség, hogy  
 időegység alatt mekkora a koncentrációvaltozás.



Sebesség egyenlet:  $v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$ , (x és y: niszand)

k sebességállandó, egysegnyi koncentrációk mellett ment reak-  
 ciósebességgel azonos.

Reakciók sebessége

A reakciók kinetikus reakció a sebesség egyenletben lévő  
 koncentrációk hatványkitevőinek összege

Villandradó: A sebesség független a koncentrációtól, a  
 sebesség állandóval függ. Gyors lefolyású reakciók.

Előrend: A reakciósebesség egyenletben anyag koncentráci-  
 ójával arányos.  $v = k \cdot [A]^x$   
 $A = [A]_0 \cdot e^{-kt}$

pl. gázfázisban, magas hőmérsékleten lejátszódó bomlásiok  
 ( $\text{CO} \rightarrow \text{CO} + \text{O}$ )

Nulladrendű: A sebesség két koncentrációval szorzatával ( $v = k \cdot [A]^2$ )  
 vagy egy koncentrációval négyzetével ( $v = k \cdot [A]^2$ ) arányos.

Próbalelőrendű: Ha az egyik koncentráció nagyon me-  
 gyes, akkor csak a másiktól függ a reakciósebesség.

Reakciósebesség függése a hőmérséklettől

A reakciók sebessége általában nő a hőmérséklet emelésével.

A nagyjából részecskének megfelelő aktiválási energiával  
 kell rendelkezniük, hogy a reakció lejátszódjon.

Arrhenius-féle egyenlet összefüggést teremt a hőmérséklet (T),  
 aktiválási energia ( $E_a$ ) és a reakciósebesség állandó között.

$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$  (A: konstans, is lehet utkozóval szorzva)

$\log k - \log A = -\frac{E_a}{2.303 \cdot R \cdot T}$

Utkozó elmozdítás: az utkozó elmozdítása a reakciók, de  
 nem minden utkozó pozitív atalakuláshoz. Az utkozó  
 csak akkor pozitív, ha megfelelően nagy energiával  
 rendelkeznek, az az  $E_a$  hőmérséklet-ből számozható.

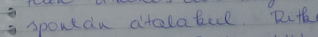
A hőmérséklet emelésével nő az aktivált molekulák  
 száma, így nő a reakciósebesség.

H4) A reakciók molekularitása Összefüggés a molekularitás  
 és a sebesség között

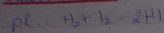
Molekularitás

Mennyiség, hogy az adott reakciólepcső hány molekula kima-  
 kolóshatására során jött létre.

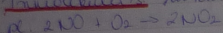
Monomolekulás: Endoanyag bomlási lépését szomszédos  
 jelen utkozó elmozdít meg. A molekula belső energiája megad,  
 spontán atalakitul. Ritka.



Amolekulás és részecskéi ütközéseken. Aggályoktól.



Amolekulás részecskéi ütközéseken. De ha



A molekulás reakciók többsége másodrendű folyamat. Gyakran, magas koncentrációban lyukzódnak molekulák elcsúszási és monomolekulás reakciók.

H5) A reakciók felzési ideje, ennek függése a reakciókhoz közeleli koncentrációtól és másodrendű folyamatok esetén

Felzési idő:

Az az időtartam, mely alatt az átalakuló anyag a kezdeti érték felére csökken.

Előrendű reakciókban: függvény a kezdeti koncentrációtól

$$A \rightarrow \text{kegy} \cdot e^{-k \cdot t} \rightarrow \frac{[A]_0}{2} = [A]_0 \cdot e^{-k \cdot t}$$
$$\frac{1}{2} = e^{-k \cdot t} \quad / \ln$$

$$\ln 2 = k \cdot t_f \rightarrow t_f = \frac{\ln 2}{k}$$

Kezdeti koncentrációban: fordítottan arányos a kezdeti koncentrációval

$$t_f = \frac{1}{k[A]}$$

H6) Katalizált reakciók Katalizátorok hatásmechanizmusa

Katalizátor:

A reakciókat nem meg, csökkentve az aktiválási energiát. Meggyorsítja a kémiai reakciók sebességét. Alkalmilag vesz részt a reakcióban, végül változatlan formában vissza kapjuk.

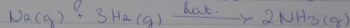
Heterogén katalízis: A reagáló anyagok és a katalizátoron különböző fázisban vannak. A katalizátorok hatás arányos a katalizátor mennyiségével. pl. sav-bázis katalizált reakciók és enzimek reakciók.

Homogén katalízis: A reagensek és a katalizátor is a fázisban vannak. A katalizátor mennyisége és a változó körülmények befolyásolják a reakciók sebességét. A katalizátor mennyisége határozza meg, hogy ugyanaból a kezdőanyagból más-más termék képződését segítik

elő: A katalizátor aktív helyeire a reagáló anyagok molekái adszorpcióval kötődnek. A katalizátoron aktív helyeit idegen anyagok jelenléte módosíthatja:

↳ aktív helyek: megemlíti a működését szabályozók; fokozzák a hatékonyságot

pl. Haber-féle ammónia-szintézis:



Katalitikus konverziók: gőzfázisú reakciókban a CO-t oxidációval CO<sub>2</sub>-á, a NO-t redukcióval elemi N-cé alakítják.

H7) Amikus-tenvény. Aktiválási energia, aktivált komplex, katalitikus keresztmetszet. A kinetikus energia Maxwell-Boltzmann-féle eloszlása.

Amikus-tenvény

Land: 43. képlet

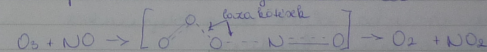
A molekulák megfelelő térbeli orientációjára is szükséges ahhoz, hogy az ütközés kémiai átalakulással járjon.

pl.  $HCl + NH_3$  reakciója: a HCl-molekula a H-főlé részével, az  $NH_3$ -molekula az N-atomjával ütközik.

Átmeneti állapot (aktivált komplex) elnevezése:

A megfelelő térbeli orientációval ütköző aktív molekulák át alakulását követően, melyek során termékek jönnek létre. Aktivált komplex képződik benne bizonyos kötések lazítottak.

Rövid időtartalmú. Az ütköző molekulák Ca-ja rövidek energiával alakul át, az gyorsítja a kötések. A kötések átrendeződnek. U kötések alakulnak ki és termékek képződnek. pl. oxon és nitrogén-monoxid



Katalitikus keresztmetszet:

$$k = z \cdot f \cdot p$$

z: ütközések frekvenciája

f: sikeres ütközések, amik reakcióhoz vezet

p: megfelelő orientáció

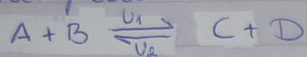
A kinetikus energia Maxwell-Boltzmann-féle eloszlása

Land: 13. képlet

18.) Egyensúlyi reakciók. A tömeghatás törvényeinek reakciókimenet-  
kai levezetése. összefüggés a standard szabad entalpia-  
változás és az egyensúlyi konstans között.

Egyensúlyi reakciók:

megfordítható reakciók. Az átalakulás során a termékekből új-  
ra kepződnek a kiindulási anyagok.



$v_2$  kezdetben 0, időben nő,  $v_1$  pedig csökken.

Egyensúlyban az ellentétes reakciók azonos sebességgel mennek  
végbe. ( $v_1 = v_2$ ) Ilyenkor mind a termékek és a kiindulási  
anyagok is megtalálhatók a rendszerben, a koncentraci-  
ójuk változatlan, szemmel láthatóan nem történik  
változás, hiszen állandóan át- és visszaalakulás jár-  
dék le.

Egyensúlyi állandó:

$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$  Egyensúlyban a termékek megfelelő hatványon  
vett egyensúlyi koncentrációjának szorzata osztva a kiindu-  
lósi anyagok megfelelő hatványon vett egyensúlyi koncent-  
rációjának szorzatával, egy adott hőmérsékleten állandó.

Ez a tömeghatás törvénye. Függ a hőmérséklettől.

Le Chatelier-elv:

Ha egy egyensúlyban lévő rendszert külső hatás ér, akkor az  
egyensúly úgy változik meg, hogy a hatást csökkenteni  
tudja.

↳ ha valamilyen reaktáns koncentrációját növeljük, az egyensúly a  
termékek felé tolódik el

↳ ha a hőmérsékletet növeljük, akkor az endoterm, ha csök-  
kentjük, az exoterm irányba toljuk el a folyamatot

A szabadentalpia és az egyensúlyi konstans:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

Egyensúlyban  $\Delta G = 0$  és  $Q = K$

$$0 = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln K$$