

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

- A termodinamika egyik meghatározó célkitűzése az egyensúly egzakt leírása.
- Az általános érvényű összefüggéseink minden típusú egyensúlyra érvényesek.
- Az egyensúly kérdésköre lefedi szinte az egész kémiát, ezért nagyon sokféle jelenséget lehet és kell tanulmányozni, leírni és hasznosítani.
- Itt csak néhány fontosabb típust, csoportot és példát tárgyalunk.

1

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 1. Egyensúlyok formai típusai:

- egyszerű, egylépéses egyensúlyok,
- párhuzamos egyensúlyok,
- sorozatos (lépcsős, konsekutív) egyensúlyok,
- ciklikus egyensúlyok,
- kapcsolt (összetett) reakciók egyensúlyi viszonyai,
- makro- és mikroegyensúlyok,
- kooperatív egyensúlyok,
- ...

2

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 2. Egyensúlyok kémiai típusai:

- Homogén (fázisú) egyensúlyok:
  - sav-bázis egyensúlyok
  - redoxi egyensúlyok
  - fémkomplexek egyensúlyai
  - gázmolekulák disszociációja
  - összetett reakciók egyensúlyai
  - az ATP termodinamikája
- Heterogén egyensúlyok:
  - oldhatóság(i) szorzat
  - szilárd vegyületek hőbontása
  - elektródok és galvanelemek (elektrokémia)
  - adszorpció szilárd felületen (kolloidika)

3

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### Összegzés (megtárgyaltuk):

- A spontán folyamatok (reakció) iránya:
  - amerre a rendszerben a  $G$  csökken
  - ami során a  $\mu_i$  kémiai potenciálok kiegyenlítődnek: egyes  $\mu_i$ -k csökkennek, mások nőnek. Ha  $\mu_A > \mu_B$ , úgy az  $A \rightarrow B$  irányba és viszont.
  - aminek révén egyensúlyba jut a rendszer
- A változás (reakció) mértéke (az egyensúly helyzete):
  - ahol  $G$  minimuma van, azaz ahol a  $G = f(\xi)$  függvény meredeksége nulla:  $(\partial G / \partial \xi)_{p,T} = 0$
  - ahol a  $\mu_i$  kémiai potenciálok azonosak:  $\mu_A = \mu_B$
  - ahol nincs makroszkópikus változás: egyensúly van

4

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

$K$ egyensúlyi állandó, $\xi$ reakciókoordináta*, konverziófok*	reaktánsok	termékek
$K_a$ stabilitási (asszociációs) állandó	fémion + ligandum	fémkomplex
Y kötésfok*	enzim + szubsztrát	ES-komplex
adszorpció állandó, borítottság*	adszorbens + adszorbívum	adszorbátum
$K_d$ disszociációs állandó, disszociációfok*	molekula (sav, bázis)	kation + anion

\* az egyensúly aktuális helyzetét adják meg, nem állandó értékek!

5

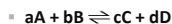
## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

$\Delta_r G^\circ$ (kJ/mol)	$K$	egyensúlyi összetétel
-50	$6 \times 10^8$	a reakció közel teljes
-10	57	nagyon sok termék van
-5	7,5	több termék, mint reaktáns
0	1	termék = reaktáns
+5	0,13	több reaktáns, mint termék
+10	0,02	nagyon sok reaktáns maradt
+50	$1,7 \times 10^{-9}$	termék alig keletkezett

6

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 1.a Egyszerű (egylépéses) egyensúlyok:



$$K_a = \prod_j a_{j, \text{egyensúlyi}}^{v_j}$$

$$K_x = \prod_j x_{j, \text{egyensúlyi}}^{v_j}$$

$$K_p = \prod_j \left( \frac{p_{j, \text{egyensúlyi}}}{p^\ominus} \right)^{v_j}$$

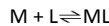
7

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

- Az egyik reaktáns (L) nagy feleslegben van:

- ligandum felesleg a fémionhoz képest,

- szubsztrátum felesleg az enzimhez képest stb.:



$$K_a = [ML]_e / [M]_e [L]_e \text{ avagy}$$

$$K_d = [M]_e [L]_e / [ML]_e, \text{ azaz}$$

$$K_d = 1 / K_a.$$

- Az ML képződés mértéke: Y kötőfok (máshol átlagos ligandumszám, reakciókoordináta):

$$Y = [ML]_e / ([M]_e + [ML]_e)$$

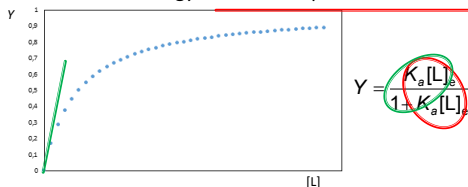
- Mivel  $[ML]_e = K_a [M]_e [L]_e$ ,

$$\text{így } Y = \frac{K_a [M]_e [L]_e}{[M]_e + K_a [M]_e [L]_e} = \frac{K_a [L]_e}{1 + K_a [L]_e}$$

8

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

- A feleslegben adható L (ligandum, szubsztrátum) koncentráció így hat az ML képződés mértékére:



- Ez a Langmuir–Hill-egyenlet: kötési izoterma.

- Alakja: **telítési görbe**, ami **kezdetben közel egyenes**.

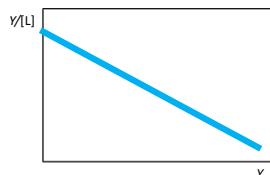
- Ilyen az enzim-szubsztrát, a gázadszorpció görbéje.

9

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

- A feleslegben adható L (ligandum, szubsztrátum) koncentráció így hat az ML képződés mértékére:

- Ezt is lehet linearizálni egyszerű átrendezéssel:



$$Y = \frac{K_a [L]_e}{1 + K_a [L]_e}$$

$$Y / [L]_e = -K_a Y + K_a$$

- Ez itt a **Catchard-egyenlet** nevet viseli. Az enzimkinetikában ilyen a **Lineweaver–Burk-ábrázolás**.

10

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 1.b Párhuzamos egyensúlyok:



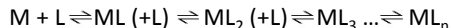
- Egyensúlyban:  $\frac{[M_1A]}{[M_2A]} = \frac{K_{a,1}}{K_{a,2}}$



11

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 1.c Sorozatos egyensúlyok:



- *Lásd: lépcsőzetes komplexképződés*

12

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 1.d Ciklikus egyensúlyok:



$$K_{A,B} = [B]_e/[A]_e \quad K_{B,C} = [C]_e/[B]_e \quad K_{C,A} = [A]_e/[C]_e$$

- (n-1) egyensúlyi állandóból a „hiányzó”  $K_n$  számítható:

$$K_{A,B} K_{B,C} K_{C,A} = \frac{[B]_e [C]_e [A]_e}{[A]_e [B]_e [C]_e} = 1$$

13

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

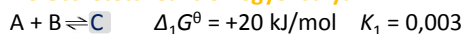
### 1.e Összetett reakciók egyensúlyai:

- Egy reakció entalpiájával egy másik, nem spontán reakció megvalósítható. (Pl. a propán égéshőjével a réz oxidálható.)
- Hogyan lehet valamely reakció szabadentalpiáját egy másik, nem spontán lejátszatásához felhasználni?

14

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

### 1.e Összetett reakciók egyensúlyai:

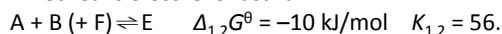


- Alig van termékképződés, az (1) reakció nem megy végbe.
  - Keressünk egy alkalmas, C-t elvonó spontán reakciót:
- $$C(+F) \rightleftharpoons E \quad \Delta_2 G^\circ = -30 \text{ kJ/mol} \quad K_2 = 18100$$
- Ebben a C szinte teljesen átalakul E-vé. A „hiányzó” C szükségzerű képződése „maga után húzza” az (1)-es reakciót, s az gyakorlatilag teljesen végbemegy.

15

## VI. Egyensúlyok konkrét kémiai rendszerekben

- A két reakció összevonásával:



- Az ilyen kapcsolás feltétele: a mindkettőben szereplő, közös C reaktáns.
- Ez lényegében a „legkisebb kényszer elve”: a rendszer (az 1. reakció) kompenzálni igyekszik a külső hatást – a C termék elvonását – a C további termelésével.
- Példák:
  - két szerves (iparilag fontos) rendszer;
  - egy biológiai (az ATP termodinamikája);
  - ...

16

## réz előállítása réz-szulfidból

- $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{S}$   $\Delta_1 G^\circ = +86 \text{ kJ/mol}$ 
  - nem spontán! Cu, illetve S csak nyomokban keletkezik.
- Távolítsuk el folyamatosan a kenet oxidációja révén:
 
$$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \quad \Delta_2 G^\circ = -214 \text{ kJ/mol}$$
  - spontán!
- Összekapcsolva (a S a „közös” reaktáns):
 
$$\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu} + \text{SO}_2 \quad \Delta_{1,2} G^\circ = -128 \text{ kJ/mol.}$$
  - Ez az összetett reakció már lejátszódik magától. A kén oxidációjának szabadentalpiája szolgáltatja a réz előállításának szabadentalpiáját (réz-szulfidból).

17

## vas előállítása vasoxidból

- $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 1,5 \text{O}_2$   $\Delta_1 G^\circ = 742 \text{ kJ/mol}$ 
  - nem megy.
- $1,5 \text{C} + 1,5 \text{O}_2 \rightarrow 1,5 \text{CO}_2$   $\Delta_1 G^\circ = -1,5 \cdot 394 \text{ kJ/mol}$ 
  - spontán végbemegy.
- A két reakció együtt:
 
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 1,5 \text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + 1,5 \text{CO}_2 \quad \Delta_{1,2} G^\circ = 150 \text{ kJ/mol}$$
  - Szobahőfokon még mindig nem spontán a reakció,
  - de az összetett reakcióban gáztermék van, a  $\Delta_{1,2} S$  nagy pozitív érték. A  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  összefüggés értelmében magasabb T-en (ebben az esetben 826 K-en) a  $\Delta_{1,2} G$  előjelet vált:  $< 0$ .

18

## az ATP termodinamikája

- Az élő szervezet a táplálékban felvett energiával „működik”. Az energiát részben azonnal felhasználja, részben tárolja és később használja fel.
- E bonyolult mechanizmusban energiátároló és -felhasználó (munkavégző) elemek vannak.
- Ennek fontos része, hogy exergonikus reakciók révén tárolt szabadentalpia „hajtja meg” az endergonikus reakció(ka)t.
- A vázlatos termodinamikai tárgyalás előtt célszerű bevezetni a **biológiai standardállapotot**.

19

## az ATP termodinamikája

- A **biológiai standardállapot**: pH = 7
  - $a_{H^+} = 1$  (pH = 0) nagyon savas lenne.
  - Jele:  $^{\circ}$
- Példa:  $A + \nu H^+(aq) \rightarrow P$ 

$$\Delta_r G = \mu_P - \mu_A - \nu \mu_{H^+}$$
- Kis levezetéssel:
 
$$\Delta_r G^{\circ} = \Delta_r G^{\circ} + 7 \cdot \nu RT \ln 10$$
  - (Csak akkor más a két  $\Delta_r G$ , ha  $H^+$  vesz részt a reakcióban.)

20

## az ATP termodinamikája

- Konkrét példa (nikotinamid-dinukleotid):
 
$$NADH(aq) + H^+(aq) \rightarrow NAD^+(aq) + H_2(g)$$
  - $\Delta_r G^{\circ} = -21,8$  kJ/mol ( $a_{H^+} = 1$  esetén exergonikus)
  - De pH = 7-nél  $\Delta_r G^{\circ} = +19,7$  kJ/mol **endergonikus**, ezért itt szabadenergiával „táplálni” kell a reakciót.
  - **Endergonikus reakciók**: spontán nem mennek végbe (protein bioszintézis, izommunka, látás stb.)

21

## az ATP termodinamikája

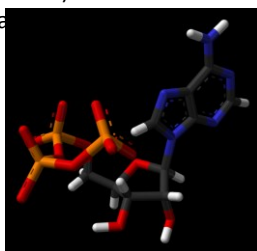
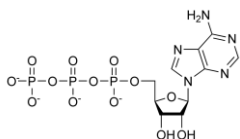
- **Endergonikus reakciók**: spontán nem mennek végbe (protein bioszintézis, izommunka, látás stb.)
- **Exergonikus reakció**: az adenosin-trifoszfát (ATP) molekula energiát tárol. Exergonikus hidrolízisekor a felszabaduló szabadentalpia más endergonikus reakciót tesz lehetővé („hajt meg”). [Ezeket általában enzimek katalizálják, de ez már kinetikai jelenség.]
 
$$ATP + H_2O \rightarrow ADP + P_i + H^+ \quad \Delta_r G^{\circ} = -30 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_r H^{\circ} = -20 \text{ kJ/mol}, \quad \Delta_r S^{\circ} = +34 \text{ J/(molK)}$$
  - De honnan van az ATP-nek (a hidrolizáló foszfátkötésnek) energiája? A táplálékok (szénhidrát, zsír) oxidációja (elégetése) révén – bonyolult, kapcsolt folyamatokban.

22

## az ATP termodinamikája

- Az ATP (adenozin-5'-trifoszfát): az energiaátvitel egysége a sejtszintézis anyagcseréjében.



23

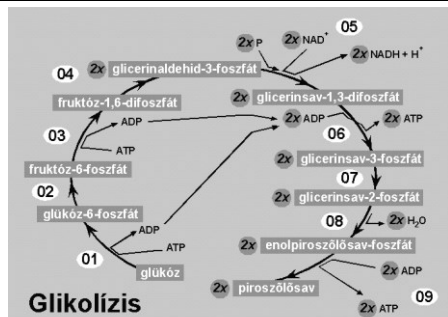
## az ATP termodinamikája

### Anaerob (oxigén nélküli) sejtanyagcsere.

- Ha kevés az  $O_2$  (a magzatban születéskor; futáskor):
 
$$glükóz + 2 P_i + 2 ADP \rightarrow 2 \text{laktát}^- + 2 ATP + 2 H_2O$$
- Energiaforrás a glükóz részleges oxidációja tejsavig.
- Ez exergonikus folyamat:  $\Delta_r G^{\circ} = -218$  kJ/mol.
- Eközben két ADP molekula átalakul ATP-vé:  $2 \times (+30)$ .
- $\Delta_r G^{\circ} = -218 + 2 \times 30 = -158$  kJ/mol felhasználható.
- Az energiadús táplálék így egyrészt energiaforrás, másrészt az ADP  $\rightarrow$  ATP átalakítással energiájának egy része az ATP-ben későbbre tárolódik.
- Hatásfoka rossz. [Az aerob légzés jobb hatásfokú, a teljes oxidációnál a glükóz égésére:  $-2880$  kJ/mol.]

24

## az ATP termodinamikája



25

## az ATP termodinamikája

### Aerob sejanyagcsere (oxigénnel).

- Energiaforrás a glükóz teljes oxidációja CO<sub>2</sub>-dá és vízzé: Δ<sub>r</sub>G<sup>0</sup> = -2880 kJ/mol (a CO<sub>2</sub>-t kilélegezzük.)
- Vázlatosan (mert a mechanizmus nagyon bonyolult):  

$$\text{glükóz} + \text{O}_2 + 38 \text{ ADP} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 38 \text{ ATP}$$
- 38 ATP-hez 38 × 30 = 1140 kJ kell. Felhasználható 1740 kJ!
- A répacukor szintéziséhez glükózból és fruktózból (Δ<sub>r</sub>G<sup>0</sup> = 23 kJ/mol) egy ATP -30 kJ-ja is elég.
- Proteinek szintéziséhez sok ATP kell: egy peptidkötés Δ<sub>r</sub>G<sup>0</sup> = 17 kJ/mol mértékben endergonikus, de a közvetett úton lejátszódó bioszintéziséhez 3 ATP kell. A mioglobin (közepes fehérje) ~150 peptidkötéséhez 450 ATP, azaz 12 mol glükóz aerob oxidációja kell.

26

## Szilárd anyagok oldhatósága

- Az oldhatósági szorzat bevezetése:  

$$\text{KA(s)} \rightleftharpoons \text{K}^+(\text{sol}) + \text{A}^-(\text{sol})$$
- Telített oldatban (adott T és p esetén):

$$K_{\text{sol}} = \frac{a_{\text{K}^+} a_{\text{A}^-}}{a_{\text{KA}}} = \frac{a_{\text{K}^+} a_{\text{A}^-}}{1}$$

ZnS	1,6 × 10 <sup>-24</sup>	AgCl	1,6 × 10 <sup>-10</sup>
AgBr	7,7 × 10 <sup>-13</sup>	CaCO <sub>3</sub>	8,9 × 10 <sup>-6</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1,1 × 10 <sup>-10</sup>	PbBr <sub>2</sub>	7,9 × 10 <sup>-5</sup>

27

## Szilárd vegyületek hőbontása

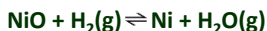
- $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$
- A reakció-szabadentalpia értéke:  

$$\Delta_r G = \mu_{\text{CaO}}^{\ominus} + \mu_{\text{CO}_2}^{\ominus} - \mu_{\text{CaCO}_3}^{\ominus} = \mu_{\text{CaO}}^{\ominus} + \mu_{\text{CO}_2}^{\ominus} + RT \ln \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^{\ominus}} - \mu_{\text{CaCO}_3}^{\ominus}$$
- Egyensúlyban: Δ<sub>r</sub>G = 0, így  

$$\Delta_r G^{\ominus} = \mu_{\text{CaO}}^{\ominus} + \mu_{\text{CO}_2}^{\ominus} - \mu_{\text{CaCO}_3}^{\ominus} = -RT \ln \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^{\ominus}}$$
- Azaz:  $K_p = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^{\ominus}}$

28

## Szilárd vegyületek hőbontása



- A reakció-szabadentalpia értéke:  

$$\Delta_r G = G_{\text{m,Ni}} + \mu_{\text{H}_2\text{O}}^{\ominus} + RT \ln \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p^{\ominus}} - \left( G_{\text{m,NiO}} + \mu_{\text{H}_2}^{\ominus} + RT \ln \frac{p_{\text{H}_2}}{p^{\ominus}} \right)$$
- Egyensúlyban: Δ<sub>r</sub>G = 0, így (mint az előbb)  

$$\Delta_r G^{\ominus} = G_{\text{m,Ni}} + \mu_{\text{H}_2\text{O}}^{\ominus} - \left( G_{\text{m,NiO}} + \mu_{\text{H}_2}^{\ominus} \right) = -RT \ln \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2}}$$
- Azaz:  $K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2}}$
- Az egyensúlyt pl. a vízgőz elvezetésével jobbra tolhatjuk a Ni teljes redukciójáig.

29

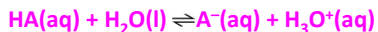
## Savak és bázisok egyensúlyai

- „Legfontosabb” egyensúly típus, mindenütt jelen van!
- Leggyakoribbak a vizes oldatok (laboratórium, élő szervezet, természet, ipar stb.)
- Ez lényegében elektrolitos disszociáció.
- Savak – és ezzel együtt bázisok – osztályozása:**
- Arrhenius:** H<sup>+</sup>-t, ill. OH<sup>-</sup>-t adnak le disszociációkor
- Brönsted–Lowry:**
  - a sav protondonor:  $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$
  - a bázis protonakceptor:  $\text{B} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{BH}^+$
- Lewis:** elektronpár-akceptor, illetve -donor.
- Mindig konjugált sav-bázis párok alakulnak ki.

30

## Savak és bázisok egyensúlyai

- Értelemszerűen alkalmazzuk az előbbieket:



- HA: sav

- A<sup>-</sup>: a sav konjugált bázisa

$$K'_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{A}^-}}{a_{\text{HA}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

- Mivel  $a_{\text{H}_2\text{O}}$  állandó:  $K_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{A}^-}}{a_{\text{HA}}}$

$$\text{p}K_a = -\lg K_a$$

31

## Savak és bázisok egyensúlyai

- A sav-bázis egyensúlyban a víz is részt vesz!



- B: bázis

- BH<sup>+</sup>: a konjugált savja

$$K_b = \frac{a_{\text{BH}^+} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{B}}}$$

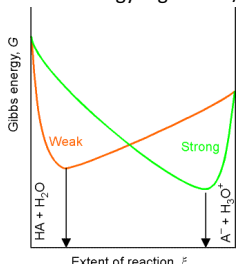
$$\text{p}K_b = -\lg K_b$$

32

## Savak és bázisok egyensúlyai

Savak és bázisok osztályozása:

- erős és gyenge savak/bázisok (szupersavak)



- A disszociáció  $c$ -től függő mértéke határozza meg.
- Az átmenet folyamatos:
  - a nagyon erős ásványi savaktól a gyenge szerves savakig,
  - ugyanaz bázisokra is.
- Szupersavak (Oláh György Nobel-díja).
- Érezhető a  $K$  „mögött” a standard reakció-szabadentalpia szerepe.

33

## Savak és bázisok egyensúlyai

Savak és bázisok osztályozása:

- erős és gyenge savak/bázisok (szupersavak)

Sav	konjugált bázis	$K_a$	$\text{p}K_{a(1)}$	$\text{p}K_{a(2,3)}$
HI	I <sup>-</sup>	$10^{11}$	-11	
HCl	Cl <sup>-</sup>	$10^7$	-7	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$10^2$	-2	
	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$1,2 \times 10^{-2}$		1,92
ecetsav	Ac <sup>-</sup>		4,75	
szénsav	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		6,37	10,25
foszforsav	...		2,12	7,21 12,67
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>		9,25	

34

## Savak és bázisok egyensúlyai

Savak és bázisok osztályozása:

- erős és gyenge savak/bázisok (szupersavak)
- egy-, két-, háromértékű savak/bázisok
- híg és tömény savak (Hammett-függvény)

pH-skála

pH mérése

pH számolása

35

## Savak és bázisok egyensúlyai

Sav/bázis titrálások

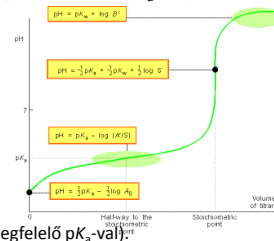
- Henderson–Hasselbalch-egyenlet:  $\text{pH} = \text{p}K_a - \lg\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}]}\right)$

- Változatok:

- erős sav + erős bázis
- erős sav + gyenge bázis
- gyenge sav + erős bázis
- (gyenge sav + gyenge bázis)
- többértékű sav + erős bázis

- Végpontjelzők:

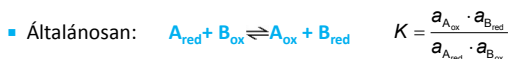
- H-elektrod vagy
- indikátor (színes vegyület megfelelő  $\text{p}K_a$ -val)



36

## Redoxi egyensúlyok és titrálások

- Formailag a sav-bázis egyensúlyokhoz hasonlóak – de itt nem proton-, hanem elektronátmenet van.



- Leírásukat az elektrokémiában tárgyaljuk a standard redoxipotenciálok segítségével.
- A redoxi titrálások végpontját elektród vagy színváltó redoxi-indikátor jelezheti (megfelelő  $E^0$ ).

37

## Komplex vegyületek egyensúlyai

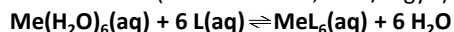
Fémkomplexek: központi fém ion + ligandumok (*solv*)

- összetétel, sztöchiometria: (1:1 – 1:8)
  - egy- és többmagvú komplexek, akvakomplexek
  - vegyesligandum komplexek
- egyensúlyi viszonyok:
  - lépcsőzetes komplexképződés
- szerkezet, kötésviszonyok:
  - a kristálytér- és ligandumtér-elmélet született a komplexek színének értelmezésére és mágneses sajátságai molekuláris magyarázatára.
- kinetikai sajátságok:
  - ligandumcsere (labilis/inert); komplex-katalízis
- jelentőségük (ipar, mezőgazdaság, élő szervezet stb.)

38

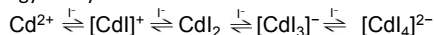
## Komplex vegyületek egyensúlyai

- Bruttó reakció (töltések:  $Me^{m+}$ ,  $L^-$  és/vagy  $0$ )



- A termodinamikai egyensúlyi állandó:  $K = \frac{a_{MeL_6}}{a_{Me(H_2O)_6} \cdot a_L^6}$
- A víz aktivitása a  $K$ -ba beolvasztható.

Az egyes ligandumok lépcsőzetes felvételére az egyensúlyok külön-külön is felírhatók:



- Ezekhez lépcsőzetes egyensúlyi állandók vagy bruttó stabilitási szorzatok rendelhetők.

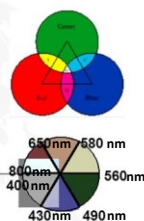
39

## Komplex vegyületek egyensúlyai

Néhány látványos példa:

- $[Fe(SCN)_x]^{(3-x)+}$  – **vérvörös (savas közegben)**
- $[Fe(phen)_3]^{2+}$  – **piros**
- $[Fe(phen)_3]^{3+}$  – **kék**
- $[Fe(mioglobint)_4]^{2+}$  – **mélyvörös (hemoglobin)**
- $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$  – **halványkék**
- $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$  – **mélykék**
- $[Cu(en)_2]^{2+}$  – **zöld**
- $[Cu(Br)_4]^{2-}$  – **ibolya**
- $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$  – **ibolya**
- $[Co(H_2O)_6]^{2+}$  – **rózsaszín**
- $[Co(NH_3)_5(ONO)]^{2+}$  – **piros**

## Komplex vegyületek egyensúlyai



41