

## Iontové reakce

Reakce v roztocích elektrolytů

1

## Iontové reakce

- Protolytické (acidobazické) reakce  
*reaktanty si vyměňují H<sup>+</sup>*
- Redoxní (oxidačně redukční) reakce  
*reaktanty si vyměňují e<sup>-</sup>*
- Srážecí reakce  
*ionty tvoří nerozpustné sloučeniny*
- Komplexotvorné reakce  
*ionty tvoří komplexní sloučeniny*

2

## Protolytické reakce

Acidobazické reakce

3

## Teorie kyselin a zásad

	<u>Kyselina</u>	<u>Zásada/báze</u>
Arrhenius	donor H <sup>+</sup>	donor OH <sup>-</sup>
<b>Brønsted-Lowry</b>	<b>donor H<sup>+</sup></b>	<b>akceptor H<sup>+</sup></b>
Lewis	akceptor e <sup>-</sup> páru	donor e <sup>-</sup> páru

4

## Kyseliny dle Brønstedovy-Lowryho teorie

Kyseliny = donory H<sup>+</sup> = **protonické kyseliny**

- Molekula:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- Kation:  $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{H}^+ + \text{NH}_3$
- Anion:  $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

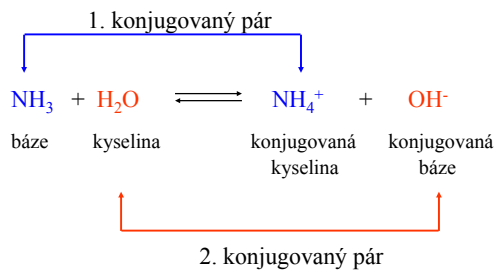
5

## Sytnost (proticita) kyseliny

- udává počet ionizovatelných protonů z kyseliny
- **Jednosytné** kyseliny: HCl, HNO<sub>3</sub>,
- **Dvojsytné** kyseliny: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, šťavelová kyselina,
- **Trojsytné** kyseliny: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>,

6

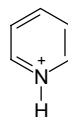
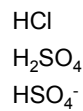
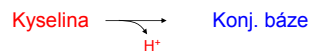
## Protolytické reakce



7

## Konjugovaný pár

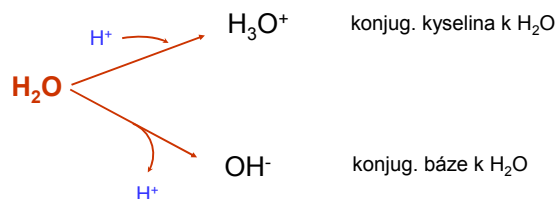
- dvojice kyseliny a zásady lišící se o jeden proton  $\text{H}^+$



8

## Amfiprotní (amfoterní) látky - amfolyty

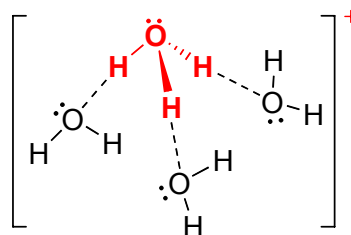
- mohou se chovat jako kyseliny i jako báze



9

## Hydroxonium/hydronium $\text{H}_3\text{O}^+$

- ve skutečnosti hydráty:  $[\text{H}(\text{H}_2\text{O})_n]^+$   $n = 1 - 4, 6, 20$



10

## Autoprotolýza vody



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

### Iontový součin vody

$$K_v = K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

při 20-25 °C

v chem. čisté vodě:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$

11

## Vodíkový exponent pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

v chem. čisté vodě:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-7} = 7$$

12

## Vztah mezi pH a pOH

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Prostředí	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH
kyselé	$> 10^{-7} \text{ mol/l}$	$< 10^{-7} \text{ mol/l}$	$< 7$
neutrální	$10^{-7} \text{ mol/l}$	$10^{-7} \text{ mol/l}$	7
zásadité	$< 10^{-7} \text{ mol/l}$	$> 10^{-7} \text{ mol/l}$	$> 7$

13

## Disociace slabých kyselin a zásad



kyselá disociační konstanta

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



bazická ionizační konstanta

$$K_B = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

14

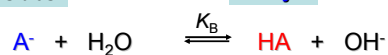
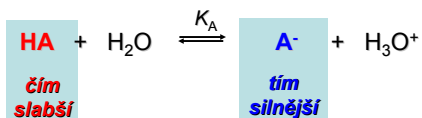
## Síla kyselin a zásad

- podle hodnoty disociační konstanty  $K_A$  ( $K_B$ )

	$K$	pK
silná	$> 10^{-2}$	$< 2$
středně silná	$10^{-2} - 10^{-4}$	2 - 4
slabé	$10^{-4} - 10^{-8}$	4 - 8
velmi slabé	$< 10^{-8}$	$> 8$

15

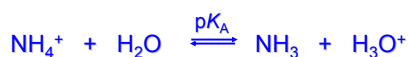
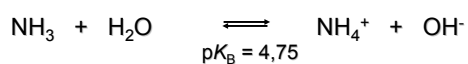
## Vztah mezi $\text{p}K_A$ a $\text{p}K_B$



$$K_A K_B = K_V = 1 \cdot 10^{-14}$$

16

- Určete kyselou disociační konstantu pro  $\text{NH}_4^+$ , je-li  $\text{p}K_B(\text{NH}_3) = 4,75$ .



$$\text{p}K_A = 14 - \text{p}K_B = 9,25$$

17

## Relativní síla kyselin a bází

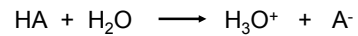
síla kyseliny	kyseliny	báze	relativní síla
silné kyseliny, 100 % disociované	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	nebazický anion
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	
	HI	$\text{I}^-$	
	HBr	$\text{Br}^-$	
	HCl	$\text{Cl}^-$	
	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	
slabé kyseliny	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$	slabé báze
	$\text{Cl}_3\text{COOH}$	$\text{Cl}_3\text{COO}^-$	
	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	
	...	...	

18

**Relativní síla kyselin a bází**

síla kyseliny	↑			
slabé kyseliny	{	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	} slabé báze
		HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	
		HF	F <sup>-</sup>	
		CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	} silnější slabé báze
		H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
		H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	
velmi slabé kyseliny	{	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	} silné báze, 100 % reakce s H <sub>2</sub> O za vzniku OH <sup>-</sup>
		H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	
		NH <sub>3</sub>	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	
		H <sub>2</sub>	H <sup>-</sup>	

### Silné kyseliny



- HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, CCl<sub>3</sub>COOH, alkansulfonové R-SO<sub>3</sub>H, alkyl-hydrogen-sulfáty

### Slabé kyseliny



- HF, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HClO, většina R-COOH, fenoly, enoly (např. askorbová, močová)

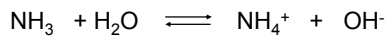
20

### Silné zásady



- hydroxidy alkalických kovů - NaOH, KOH, ...
- hydroxidy kovů alkalických zemin
- kvartérní amoniové hydroxidy

### Slabé zásady

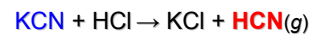
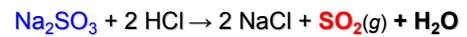
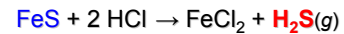


- hydroxidy ostatních kovů (nerozpustné),
- aminy
- dusíkaté heterocykly

21

### Uvolnění slabé kyseliny z její soli

- **silnější kyselinou** (např. HCl) **ze soli slabší kyseliny**



22

### Uvolnění slabé báze z její soli

- **silným hydroxidem ze soli slabé báze**



23

### Výpočet pH silné kyseliny

U jednosytných kyselin:  $[\text{H}^+] = c_A$

Př.: 5 mmol/l HCl



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5 \cdot 10^{-3}) = -(-2,3) = \mathbf{2,3}$$

24

### Výpočet pH slabé kyseliny

pro  $c > 1 \text{ mmol/l}$

$[\text{HA}] = c_A$

$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_A - \frac{1}{2} \log c_A$

Př.:  $1 \text{ mmol/l HNO}_2$ ,  $K_A = 5 \cdot 10^{-4}$



$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_{\text{HNO}_2}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_A \cdot c_{\text{HNO}_2}} = \sqrt{5 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-3}} = 7,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(7,07 \cdot 10^{-4}) = 3,15$$

25

### Výpočet pH silné báze

U jednosytných zásad:  $[\text{OH}^-] = c_B$

Př.:  $5 \text{ mmol/l Ba(OH)}_2$



$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{Ba(OH)}_2] = 2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + (-2) = 12$$

26

### Výpočet pH slabé báze

pro  $c > 1 \text{ mmol/l}$

$[\text{OH}^-] = c_B$

$\text{pOH} = \frac{1}{2} \text{p}K_B - \frac{1}{2} \log c_B$

Př.:  $1 \text{ mmol/l NH}_3$ ,  $\text{p}K_B = 4,75$

$K_B = 10^{-4,75} = 1,78 \cdot 10^{-5}$



$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_{\text{NH}_3}} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B \cdot c_{\text{NH}_3}} = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 14 + \log (1,33 \cdot 10^{-4}) = 10,13$$

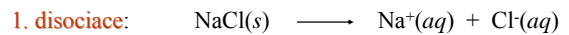
27

### Hydrolyza solí

= protolytická reakce iontů soli s vodou

#### a) Sůl silné kyseliny a silné zásady

např.  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$



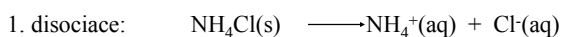
#### 2. hydrolyza iontů neprobíhá

Ionty silných kyselin a zásad jsou pouze hydratovány

28

#### b) Sůl silné kyseliny a slabé zásady

např.  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $(\text{CH}_3)_3\text{NHCl}$

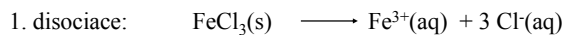


2. hydrolyza: hydrolyzuje pouze kation



pH roztoku je slabě kyselé

29



2. hydrolyza: hydrolyzuje pouze kation

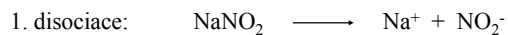


pH roztoku je slabě kyselé

30

### c) Sůl slabé kyseliny a silné zásady

např. NaNO<sub>2</sub>, KCN, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COONa



2. hydrolyza: hydrolyzuje pouze anion

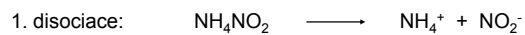


pH roztoku je slabě zásadité

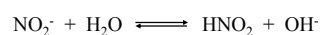
31

### d) Sůl slabé kyseliny a slabé zásady

např. NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>, CuNO<sub>2</sub>



2. hydrolyza: hydrolyzuje anion i kation



*pH roztoku závisí na síle kyseliny a báze*

32

## Neutralizace

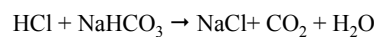
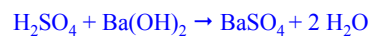
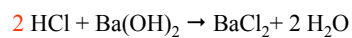
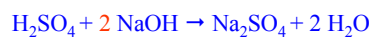
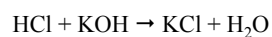
kyselina + báze → sůl + H<sub>2</sub>O



$$c_{\text{kys}} V_{\text{kys}} \text{sytnost}_{\text{kys}} = c_{\text{zás}} V_{\text{zás}} \text{sytnost}_{\text{zás}}$$

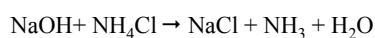
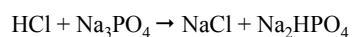
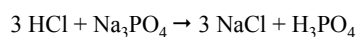
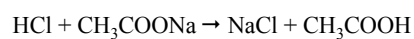
33

## Příklady neutralizace



34

Produktem neutralizace nemusí být vždy sůl  
a voda



35

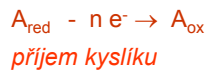
## Redoxní reakce

Oxidačně redukční reakce

36

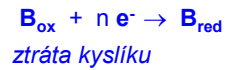
## Oxidace

- ztráta elektronů
- oxygenace
- dehydrogenace



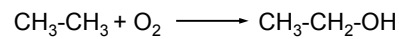
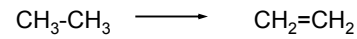
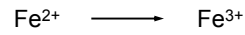
## Redukce

- příjem elektronů
- deoxygenace
- hydrogenace



37

## Příklady oxidace



38

## Redoxní pár

- oxidovaná a redukovaná forma téže látky

$A_{\text{ox}} / A_{\text{red}}$

$B_{\text{ox}} / B_{\text{red}}$

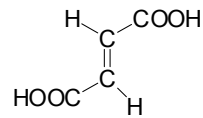
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$

39

## Redoxní pár

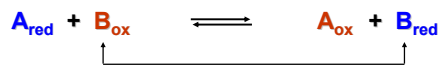
fumarová kyselina / ?



40

## Redoxní reakce

redoxní pár, poločlánek, dílčí rovnováha



$A_{\text{red}}$  redukční činidlo (oxiduje se)

$B_{\text{ox}}$  oxidační činidlo (redukuje se)

*Při redoxní reakci se mění oxidační číslo prvku.*

41

## Oxidační činidlo

- akceptor  $e^-$  (látko, která se redukuje)
- $\text{O}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{ClO}^-$ , volné halogeny,

## Redukční činidlo

- donor  $e^-$  (látko, která se oxiduje)
- kovy (K, Mg, Fe, Zn, ...), C, CO,  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,

42

## Oxidační číslo

- náboj, který by na atomu vznikl, kdyby se vazebné e<sup>-</sup> každé kovalentní vazby vycházející z tohoto atomu přidělily atomu s větší elektronegativitou



43

## Oxidační číslo - užitečná pravidla

### Oxidační číslo

- atomy prvků volné nebo v molekule **0**  
Př.: Na, O<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub>
- jednoatomové ionty **velikost náboje**  
Př.: Mn<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>
- Σ ox.č. atomů v molekule **0**  
Př.: H<sub>2</sub>S<sup>VI</sup>O<sup>II</sup><sub>4</sub>      2 x I + VI + 4 x (-II) = 0
- Σ ox.č. ve složených iontech **velikost náboje**  
Př.: N<sup>III</sup>H<sub>4</sub><sup>+</sup>      -III + 4 x I = I

44

## Oxidační číslo - užitečná pravidla

### Oxidační číslo

- F **-I**
- O **-II**  
výjimka: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub><sup>-I</sup>, O<sup>II</sup>F<sub>2</sub>
- H **I**  
výjimka: **iontové hydridy -I** (např. NaH, CaH, ...)
- s<sup>1</sup>-prvky ve sloučeninách **I**
- s<sup>2</sup>-prvky **II**
- kovy ve sloučeninách **kladné**

45

## Oxidační číslo - užitečná pravidla

### Oxidační číslo

- nejvyšší ox.č. p<sup>1</sup> až p<sup>5</sup> prvků = počtu valenčních e<sup>-</sup>

### Prvky

p <sup>1</sup>	(B, Al, ...)	<b>III</b>
p <sup>2</sup>	(C, Si, ...)	<b>IV</b>
p <sup>3</sup>	(N, P, ...)	<b>V</b>
p <sup>4</sup>	(O, S, ...)	<b>VI</b>
p <sup>5</sup>	(F, Cl, ...)	<b>VII</b>

46

## Oxidační číslo - příklady

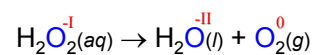
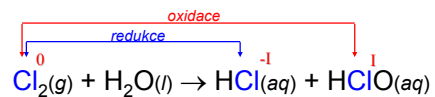
X(Ca) = 1,0  
X(H) = 2,2  
X(C) = 2,5  
X(O) = 3,5  
X(F) = 4,1



47

## Dismutace, disproportionace

- při rozpadu sloučeniny je prvek v ní obsažený současně oxidován i redukován



48



## Elektrokový potenciál $E$

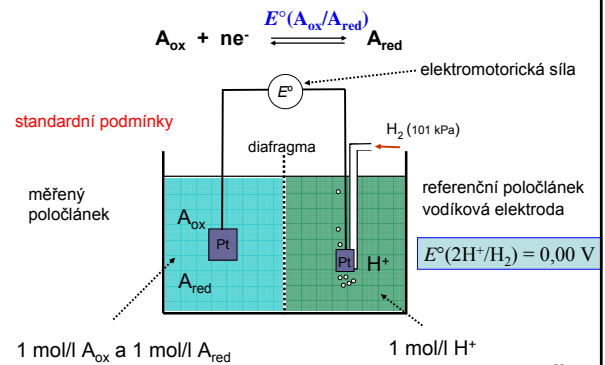
vyjadřuje

- schopnost redukčního činidla ztrácet  $e^-$   
**nebo**
- schopnost oxidačního činidla  $e^-$  přijímat

za standardních podmínek  $E^\circ$  :  
 $c = 1 \text{ mol/l}$   
 $T = 298 \text{ K}$   
 $p = 101,325 \text{ kPa}$

49

## Standardní elektrokový potenciál $E^\circ$



50

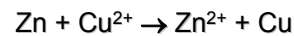
## Síla redukčního a oxidačního činidla

- **Redukční činidlo**  
– je tím silnější, čím zápornější má hodnotu  $E^\circ$   
– **redukčním činidlem je přitom  $A_{red}$**
- **Oxidační činidlo**  
– je tím silnější, čím kladnější má hodnotu  $E^\circ$   
– **oxidačním činidlem je přitom  $A_{ox}$**

51

## Síla redukčního činidla

**Kov** se zápornějším  $E^\circ$  redukuje ve vodném prostředí ionty kovu s kladnějším  $E^\circ$



$$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$$

Zn ... reduktant

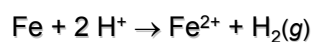
$$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$$

$Cu^{2+}$  ... oxidant

52

## Síla redukčního činidla

**Kov** s negativním  $E^\circ$  při reakci s zředěnou silnou kyselinou uvolňuje  $H_2(g)$



$$E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V}$$

Fe ... reduktant

$$E^\circ(2H^+/H_2) = 0,00 \text{ V}$$

$H^+$  ... oxidant

53

## Hodnoty $E^\circ$ pro některé redoxní páry

Redoxní pár	$E^\circ$ (V)	Redoxní pár	$E^\circ$ (V)
$Li^+/Li$	-3,05	$I_2/2I^-$	0,54
$Na^+/Na$	-2,71	$Cl_2/2Cl^-$	1,36
$Zn^{2+}/Zn$	-0,76	$Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}$	1,33
<b><math>2H^+/H_2</math></b>	<b>0,00</b>	$MnO_4^-/MnO_2$	1,52
$Cu^{2+}/Cu$	0,34	$H_2O_2/2H_2O$	1,77

54

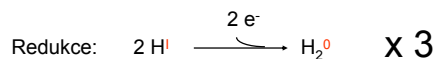
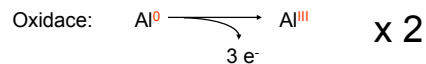
🔥 Příklad:

$$E^\circ(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V} \quad E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$$

Al je silnějším redukčním činidlem než  $\text{H}_2$

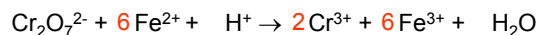
55

### Vyčíslení koeficientů v redoxní rovnici

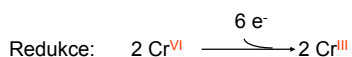
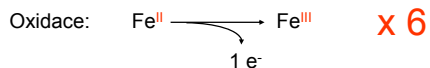


56

### Vyčíslení koeficientů v redoxní rovnici

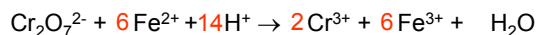


#### 1. stechio koeficienty vyrovnat změny v oxidačním čísle



57

### Vyčíslení koeficientů v redoxní rovnici



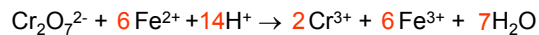
#### 2. vyrovnat náboje na obou stranách přidáním $\text{H}^+$ nebo $\text{OH}^-$

náboj u produktů:  $2(+3) + 6(+3) = (+24)$

u výchozích látek:  $(-2) + 6(+2) = (+10)$  **chybí (+14)**

58

### Vyčíslení koeficientů v redoxní rovnici



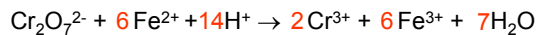
#### 3. vyrovnat kyslík pomocí $\text{H}_2\text{O}$

oxidant  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  obsahuje 7 atomů O

7 atomů O bude obsaženo i ve  $\text{H}_2\text{O}$

59

### Vyčíslení koeficientů v redoxní rovnici



#### 4. ověřit počty atomů i nábojů na obou stranách rovnice

Vlevo: 2 Cr 6 Fe 7 O 14 H náboj (+24)

Vpravo: 2 Cr 6 Fe 7 O 14 H náboj (+24)

60

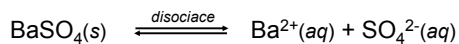
## Srážecí reakce

Ner rozpustnost iontových sloučenin

61

## Součin (produkt) rozpustnosti $K_s$

málo rozpustná sůl



za rovnováhy      nasycený roztok

$$K_D = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-10}$$

62

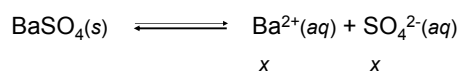
## Součin rozpustnosti $K_s$

- míra rozpustnosti soli za dané teploty
- čím je  $K_s$  menší, tím je sůl méně rozpustná

Elektrolyt	$K_s$ (25 °C)
CaCO <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-9}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$2,8 \cdot 10^{-30}$

63

🔥 Jaká je koncentrace Ba<sup>2+</sup> v nasyceném roztoku síranu barnatého při 25 °C ( $K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$ )?



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = x^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = \sqrt{K_s} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$M(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 137,3 \times 1,3 \cdot 10^{-5} = 178,5 \cdot 10^{-5} \text{ g l}^{-1} = \mathbf{1,78 \text{ mg l}^{-1}}$$

64

🔥 Uveďte vztah pro součin rozpustnosti fluoridu vápenatého.

65

Sloučeniny	Rozpustné	Ner rozpustné
Li <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , Rb <sup>+</sup> , Cs <sup>+</sup>	všechny	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	všechny	-
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	všechny	-
Cl <sup>-</sup>	ostatní	AgCl, Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> , PbCl <sub>2</sub>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ostatní	BaSO <sub>4</sub> , SrSO <sub>4</sub> , CaSO <sub>4</sub> , PbSO <sub>4</sub>
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	alkalických kovů a NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	ostatní
OH <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup>	alkalických kovů a NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , kovů alkalických zemin	ostatní

66

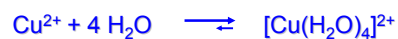
## Komplexotvorné reakce

Koordináční sloučeniny

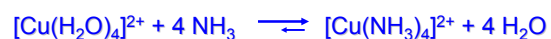
67

## Rozpuštění měďnaté soli

- ve vodném prostředí vzniká *aqua-komplex*



- v přítomnosti amoniaku vzniká stabilnější *ammino-komplex*



68

## Komplexy (koordináční sloučeniny)

- molekuly, ionty
- obsahují centrální atom / ion + ligandy

### Koordináční číslo (k.č.)

- počet ligandů vázaných na 1 centrální atom
- koordináční číslo > ox. č. centrálního atomu

69

## Centrální atom / ion

- akceptor volných elektronových párů
- obsahuje neobsazené valenční orbitály
- nejčastěji přechodný kov

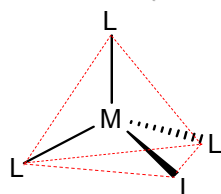
## Ligand

- anion ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{OH}^-$ , ...)
- molekula, mající atom s volným elektronovým párem ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ , ...)

70

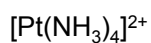
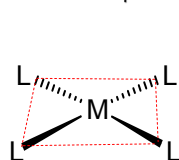
## Prostorový tvar komplexů s k.č. 4

tetraedrické uspořádání



tetraamminměďnatý kation

čtvercové uspořádání

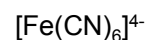
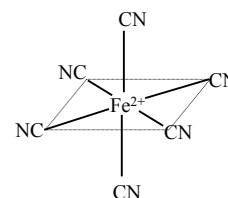
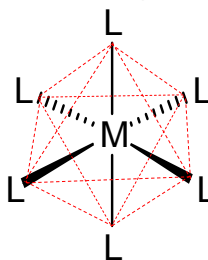


tetraamminplatnatý kation

71

## Prostorový tvar komplexů s k.č. 6

oktaedrické uspořádání



hexakynoželeznatý anion

72