1. **Chemické rovnováhy**
* **Chemická rovnováha**
	+ Je stav, ve kterém chemická soustava nemění dále své složení, pokud se nezmění vnější podmínky. Ustavuje se v soustavách látek, kde probíhají zvratné reakce. Reakce v obou směrech probíhá stejnou rychlostí, ale koncentrace se nemění – rovnovážná koncentrace. Chemické děje tedy probíhají, ale svými účinky se navzájem ruší – dynamická rovnováha.
	+ **Guldberg-Waageův zákon**
		- Rychlost chemické reakce je v každém okamžiku úměrná molární koncentraci reagujících látek
		- Reakce však neprobíhá pouze ve směru produktů, ale i zpětně ve směru reaktantů
			* Rychlost přímé reakce: v1 = k1 [A]a [B]b
			* Rychlost zpětné reakce: v2 = k2 [C]c [D]d
			* Jsou-li na počátku pouze reaktanty, je rychlost přímé reakce v1 vyšší než rychlost zpětné reakce v2
			* V průběhu reakce se rychlost reakce v1 snižuje a rychlost reakce v2 zvyšuje
			* Chemická rovnováha nastává, když se v1 = v2
				+ Pak platí: k1 [A]a [B]b = k2 [C]c [D]d
		- * Kc – rovnovážná konstanta reakce
				+ index c vyjadřuje, že k určení rovnovážné konstanty, byli použity rovnovážné látkové koncentrace
				+ Vztah pro rovnovážnou konstantu je nezávislý na reakčním mechanismu
				+ Čím je hodnota Kc vyšší, tím je v rovnovážné směsi více produktů než reaktantů
				+ Čím je hodnota Kc nižší, tím je v rovnovážné směsi více reaktantů než produktů
			* [A], [B] – rovnovážné látkové koncentrace reaktantů
			* [C], [D] – rovnovážné látkové koncentrace produktů
			* a, b, c, d – stechiometrické koeficienty
			* k1, k2 – rychlostní konstanty nezávislé na látkové koncentraci, jejich poměr je při stálé teplotě konstantní
				+ U plynných látek se místo koncentrace používá parciální tlak pi = xi . p

xi – molární zlomek plynu v plynné směsi

p – celkový tlak

* + **Le Chatelierův-Braunův princip**
		- Porušením chemické rovnováhy vnějším zásahem (akce), je vyvolán děj (reakce), který vede ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu a nastolení chemické rovnováhy.
		- Chemickou rovnováhu lze ovlivnit
			* Změnou tlaku (u reakcí, při nichž se mění látkové množství plynných reakčních složek)
				+ Zvýšení tlaku vede k reakci ve směru zmenšení látkového množství složek v soustavě
				+ Snížení tlaku vede k reakci ve směru zvýšení látkového množství složek v soustavě
			* Změnou teploty
				+ Zvyšování teploty podpoří reakci, při níž se teplo spotřebovává
				+ Snižování teploty podpoří reakci, při níž se teplo uvolňuje
			* Změnou koncentrace
				+ Přidáním výchozích látek bude po určitou dobu probíhat reakce přímá, aby došlo ke spotřebování přidaného reaktantu
				+ Přidáním produktů bude po určitou dobu probíhat reakce zpětná, aby došlo ke spotřebování přidaného produktu
* **Chemická rovnováha v roztocích elektrolytů**
	+ Elektrolyty jsou sloučeniny, jejichž molekuly se při rozpouštění nebo tavení disociují na ionty
		- Roztoky nebo taveniny takových sloučenin jsou schopny vést elektrický proud
	+ Silné elektrolyty jsou v roztoku téměř pouze ve formě iontů
	+ Slabé elektrolyty jsou v roztoku většinou ve formě elektroneutrálních molekul a jen částečně ve formě iontů
	+ **Rovnováha v protolytických (acidobazických) reakcích**
		- Dochází v nich k přenosu kationtů H+
		- Ustanovuje se tzv. protolytická rovnováha
		- Každá protolytická reakce skládá z dvou současně probíhajících reakcí
			* Příjmu kationtu H+ a uvolnění kationtu H+
		- **Arrheniova teorie kyselin a zásad**
			* Kyseliny jsou látky, které jsou schopné ve vodných roztocích odštěpit vodíkový kation H+
			* Zásady jsou látky, které jsou schopné poskytovat ve vodných roztocích hydroxidový anion OH-
			* Vodíkový kationt H+ není ve vodném prostředí samostatné existence
				+ Ve vodném roztoku je hydratován a vyskytuje se především ve formě oxoniového kationtu H3O+
		- **Brönsted-Lowryho teorie kyselin a zásad**
			* Kyselina je látka schopná uvolňovat kation H+ a jeho uvolněním se stává zásadou
			* Zásada je látka schopná přijímat kation H+ a jeho přijetím se stává kyselinou
			* Konjugovaný pár tvoří vždy dvojice kyselina-zásada lišící se o proton
			* K předání protonu může dojít i mezi samostatnými molekulami protického rozpouštědla, což je látka, která se v tomto případě chová jako kyselina i jako zásada
				+ Má amfoterní (obojaký) charakter neboli je amfolytem
				+ Předání protonu mezi molekulami protického rozpouštědla se nazývá autoprotolýza

Tento děj nastává např. u vody nebo amoniaku

* + - **Lewisova teorie kyselin a zásad**
			* Kyselina je látka s volným orbitalem, tedy akceptor elektronového páru
			* Zásada je látka s volným elektronovým párem nebo záporným elektrickým nábojem, tedy donor elektronového páru
		- **Síla kyselin a zásad**
			* Síla kyselin – kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton, a naopak zásada je tím silnější, čím snadněji proton váže
			* Síla zásad – čím je silnější, tím slabší je její konjugovaná kyselina
			* **Disociační konstanty**
				+ Disociace kyselin a zásad v roztocích vede k ustanovení protolytické rovnováhy
				+ Protolytickou rovnováhu charakterizují disociační konstanty
				+ **Konstanta acidity – KA**

Čím je hodnota konstanty KA menší, tím je kyselina slabší

Slabé kyseliny mají konstantu acidity výražně nižší než 1

* + - * + **Konstanta bazicity – KB**

Čím je hodnota konstanty KB menší, tím je zásada slabší

Slabé zásady mají konstantu bazicity výrazně nižší než 1

|  |  |
| --- | --- |
| **Síla kyselin a zásad** | **Disociační konstanta** |
| Slabé | KA, KB < 10-4 |
| Středně silné | 10-4 < KA, KB < 10-2 |
| Silné | KA, KB > 10-2 |

* + - * **Síla kyslíkatých kyselin:**
				+ Velmi slabé kyseliny – obecný vzorec: HnXOn
				+ Slabé kyseliny – obecný vzorec: HnXOn+1
				+ Silné kyseliny – obecný vzorec: HnXOn+2
				+ Velmi silné kyseliny – obecný vzorec: HnXOn+3
			* **Síla bezkyslíkatých kyselin**
				+ Ze všech bezkyslíkatých kyselin jsou nejsilnějších kyseliny halogenovodíkové

Síla halogenovodíkových kyselin stoupá od fluorovodíku k jodovodíku

Kyselina fluorovodíková je považována za slabou kyselinu

* + - * + Bezkyslíkaté kyseliny odvozené od chalkogenů jsou podstatně slabší
			* Organické kyseliny jsou považovány za slabé
			* **Iontový součin a pH vody**
				+ Voda je amfoterní látka, může vázat i štěpit kation H+
				+ Disociace čisté vody se nazývá autoprotolýza vody
				+ Iontový součin vody
				+ Kv = [H3O+][OH-] = 10-14mol . dm-3

Jelikož platí, že: Kv = Kc . [H2O]2

[H3O+] = [OH-] = 10-7

pH = -log[H3O+] = -log10-7 = 7

* + - * **Vyjadřování kyselosti a zásaditosti roztoků látek**

|  |
| --- |
| Klasifikace roztoků podle stupnice pH (při 25 °C) |
| [H3O+] > [OH-] | pH < 7 | Roztok je kyselý |
| [H3O+] = [OH-] | pH = 7 | Roztok je neutrální |
| [H3O+] < [OH-] | pH > 7 | Roztok je zásaditý |

* + - * + pH + pOH = 14
				+ pH silných kyselin

Jednosytné: pH = - log c

Dvojsytné: pH = - log 2c

* + - * + pH silných zásad

Jednosytné: pH = 14 + log c

Dvojsytné: pH = 14 + log 2c

* + - * + pH slabých jednosytných kyselin a zásad

Disociační stupeň – α

udává se v procentech nebo v desetinném čísle

poměr koncentrace disociované formy kyseliny či zásady k její celkové koncentraci

Kyseliny:

KA = c . α2

[H3O+] = c . α

Zásady:

KB = c . α2

[OH-] = c . α

* + - **Neutralizace**
			* Je vzájemná chemická reakce kyselin a zásad, kde produkty jsou soli dané kyseliny a voda vznikající reakcí oxoniového kationtu a hydroxidového aniontu
		- **Hydrolýza solí**
			* Je reakce iontů soli s vodou za vzniku oxoniových kationtů nebo hydroxidových aniontů
				+ Vzniklý roztok může být neutrální, kyselý nebo zásaditý

pH roztoku závisí na síle kyseliny a zásady z jejichž neutralizací daná sůl vznikla

* + - * **Hydrolýza kationtu**
				+ Pokud je hydroxid, ze které kationt pochází slabou zásadou bude probíhat reakce, kde dojde k zvýšení koncentrace H3O+ iontů v roztoku

M+ + 2 H2O MOH + H3O+

Při hydrolýze kationtu bude docházet ke snižování hodnoty pH roztoku

Průběh hydrolýzy bude podporovat alkalické prostředí, kyselé ji bude naopak potlačovat

* + - * **Hydrolýza aniontu**
				+ Pokud je kyselina, ze které anion pochází slabou kyselinou bude probíhat reakce, kde dojde k zvýšení koncentrace OH- iontů v roztoku

A- + 2 H2O HA + OH-

Při hydrolýze aniontu bude docházet ke zvyšování hodnoty pH roztoku

Průběh hydrolýzy bude podporovat kyselé prostředí, alkalické ji bude naopak potlačovat

* + - * Kationty silných hydroxidů a anionty silných kyselin, nepodléhají hydrolýze, jelikož zůstávají v roztoku téměř úplně nedisociované
		- **Acidobazické indikátory**
			* Jsou organická barviva, která mění barvu podle koncentrace oxoniových kationtů v roztoku
			* Slouží k orientačnímu stanovení kyselosti či zásaditosti roztoku
			* Jsou to slabé kyseliny nebo zásady, jejichž nedisociovaná forma se barevně liší od disociované
			* Nejběžnější indikátory: fenolftalein, lakmus, methyloranž, methylová žluť
			* V laboratořích se nejčastěji používají univerzální indikátorové papírky
			* K přesnému zjištění hodnoty pH se používají speciální měřící přístroje tzv. pH-metry
	+ **Chemická rovnováha v redoxních reakcích**
		- Redoxní rovnováha se ustaví v reakční soustavě, kde probíhá oxidačně-redukční reakce, při které dochází k přenosu elektronů
		- Redoxní systém tvoří dvojice částic lišící se o jeden nebo více elektronů
		- Oxidační činidlo je látka, která oxiduje jinou látku, přijímá od ní elektrony a sama se tak redukuje
		- Redukční činidlo je látka, která redukuje jinou látku, poskytuje jí elektrony a sama se tak oxiduje
		- Redoxní rovnováhu charakterizuje rovnovážná konstanta:
		- **Beketova řada kovů**
			* Je sestavena podle chování kovů ve vodném prostředí, podle jejich schopnosti odštěpovat elektrony a tvořit kationty
			* Neušlechtilé kovy
				+ Jsou kovy v řadě nalevo od vodíku a jsou schopny vytěsnit vodík z kyselin
			* Ušlechtilé kovy
				+ Jsou kovy v řadě napravo od vodíku a nejsou schopny vytěsnit vodík z kyselin
			* Kovy stojící v řadě více vlevo snadněji tvoří kationty a jsou schopny redukovat kationty kovů stojící v řadě od nich napravo
			* Označuje se též jako elektrochemická řada napětí, neboť řadí kovy podle jejich vzrůstajících standartních elektrodových potenciálů
				+ Čím je standartní elektrodový potenciál negativnější, tím snadněji kov uvolňuje elektron a tvoří kation
		- **Galvanický článek**
			* Je zdroj stejnosměrného napětí, který funguje na principu spontánních redoxních dějů.
			* Skládá se ze dvou poločlánků, z nichž každý obsahuje elektrodu ponořenou do roztoku elektrolytu
			* Katoda je kladná a anoda je záporná, obvykle jsou vyrobeny z různých kovů a jsou vodivě spojeny
			* Princip
				+ Z anody vstupují do roztoku další ionty kovu, roztok se nabíjí kladně a elektroda záporně (na anodě probíhá oxidace)
				+ Z roztoku se na katodu vylučuje jiný kov, roztok se nabíjí záporně a elektroda kladně (na katodě probíhá redukce)
				+ Na rozhrání kovu vzniká elektrolytická dvojvrstva, ve které je elektrické pole, mezi kovem a roztokem je elektromotorické napětí
				+ Spojením elektrod proudí vodičem elektrony z anody do katody a vzniká elektrický proud
			* Primární galvanický článek
				+ Nelze ho po vybití obnovit
			* Sekundární galvanický článek – akumulátor
				+ Polarizační článek, v němž při nabíjení probíhá elektrolýza
				+ Při jeho vybíjení se stává zdrojem elektromotorického napětí
				+ Rovnice olověného akumulátoru
		- **Elektrolýza**
			* Elektrochemický děj, při němž průchodem stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou elektrolytu dochází k látkovým změnám
			* Uskutečňuje se v elektrolyzéru obsahující elektrolyt, zápornou katodu a kladnou anodu
			* Princip
				+ Tavenina nebo roztok elektrolytu obsahuje volně pohyblivé ionty vykonávající neuspořádaný pohyb, které jsou schopné přenášet elektrický náboj (elektrolytická vodivost)
				+ Vložením elektrod do elektrolytu a jejich připojením je zdroji stejnosměrného napětí vzniká uvnitř elektrolytu elektrické pole

Kationty směřují ke katodě, na níž probíhá redukce

Anionty směřují k anodě, na níž probíhá oxidace

* + - * **1. Faradayův zákon**
				+ Hmotnost látky vyloučené na elektrodě je přímo úměrná prošlému elektrickému náboji, který přenesl ionty při elektrolýze
				+ m = A . Q

A – elektrochemický ekvivalent

Q – náboj prošlý elektrolytem a platí, že: Q = I . t

* + - * **2. Faradayův zákon**
				+ Látková množství vyloučená stejným nábojem jsou pro všechny látky chemicky ekvivalentní neboli elektrochemický ekvivalent A závisí přímo úměrně na molární hmotnosti látky
				+ A =

M – molární hmotnost vyloučené látky

z – počet přenesených elektronů na jednu zreagovanou molekulu nebo ion

F – Faradayova konstanta

Platí, že: F = e . NA = 9,6487 . 104 C.mol-1

e – elementární náboj

NA – Avogadrova konstanta

* + **Chemická rovnováha ve srážecích reakcích**
		- Sůl je silný elektrolyt a úplně disociuje
		- Pokud přidáme do rozpouštědla více soli než je schopnost se za daného tlaku a teploty rozpustit, aby vznikl nasycený roztok, tak se mezi rozpuštěnou a nerozpuštěnou látku ustanovuje heterogenní rovnováha
		- **Součin rozpustnosti – Ks**
			* Čím je jeho hodnota nižší, tím je látka méně rozpustná
			* Čím je teplota vyšší tím je vyšší i hodnota Ks
			* Ks = [Mb+]a [Na-]b = (a . si)a (b . si)b = aa . bb . sia+b
			* pKs = -log Ks
		- **Molární rozpustnost – si**
			* Udává se v jednotkách
		- **Hmotnostní koncentrace – ki**
			* Udává se v jednotkách
		- **Příklad:**
			* pKs = 4,79
			* Ks = 1,62 . 10-5
			* Ks = [Pb2+] [Cl-]2 = si(2.si)2 = 4 si3
	+ Chemická rovnováha se ustanovuje i v komplexotvorných reakcích