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 protonObsah obrázku text, snímek obrazovky, Písmo, řada/pruh

        Popis byl vytvořen automaticky
      * 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 elektronůObsah obrázku snímek obrazovky, řada/pruh, Obdélník, zástrčka

      Popis byl vytvořen automaticky
    - 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