

**VYSOKÁ ŠKOLA BÁNSKÁ – TECHNICKÁ  
UNIVERZITA OSTRAVA  
FAKULTA METALURGIE A MATERIÁLOVÉHO  
INŽENÝRSTVÍ**

**STUDIJNÍ OPORA**

Název opory/předmětu:      CHEMIE I.

Autor/Autori:                  Doc. RNDr. Bruno KOSTURA, Ph.D.

Katedra:                        chemie – 617

Tato studijní opora vznikla v rámci rozvojového projektu Tvorba elektronických studijních  
opor pro studijní programy FMMI v r. 2008

## Obsah

str.

1. Úvod do studia chemie.....	1
1.1. Obsah chemie.....	1
1.2. Základní chemické disciplíny.....	2
1.3. Další chemické disciplíny.....	2
2. Struktura látek.....	3
2.1. Hmota a její formy.....	4
2.2. Stavba látek a jejich klasifikace.....	6
2.3. Základní chemické pojmy.....	13
3. Stavba atomu.....	18
3.1. Struktura atomu.....	18
3.2. Atomové jádro.....	19
3.3. Jaderné reakce.....	22
3.4. Elektronový obal.....	29
4. Chemická vazba.....	36
4.1. Kovalentní vazba.....	36
4.2. Koordinačně kovalentní vazba.....	39
4.3. Kovová vazba.....	40
4.4. Parametry chemické vazby.....	40
4.5. Mezimolekulové přitažlivé síly.....	41
5. Periodická soustava prvků.....	45
5.1. Periodický zákon.....	45
5.2. Periodická soustava.....	46
5.3. Periodicitu vlastností prvků.....	48
6. Skupenské stavy látek.....	54
6.1. Charakteristika skupenských stavů.....	54
6.2. Skupenské přeměny.....	55
6.3. Plazma.....	58
6.4. Plynné skupenství.....	58
6.5. Kapalné skupenství.....	62
6.6. Tuhé skupenství.....	63

## Chemie I – Průvodce studiem

---

<b>7. Disperzní soustavy.....</b>	<b>70</b>
7.1. Základní pojmy a klasifikace disperzních soustav.....	70
7.2. Pravé roztoky.....	71
<b>8. Chemické reakce.....</b>	<b>79</b>
8.1. Charakteristika chemických reakcí.....	79
8.2. Klasifikace chemických reakcí.....	81
8.3. Energetika chemických reakcí.....	84
8.4. Chemická kinetika.....	88
<b>9. Chemická rovnováha.....</b>	<b>95</b>
9.1. Charakteristika chemické rovnováhy.....	95
9.2. Rovnovážná konstanta reakce.....	96
<b>10. Iontové rovnováhy.....</b>	<b>104</b>
10.1. Elektrolytická disociace látek.....	104
10.2. Protolytické rovnováhy.....	106
10.3. Srážecí rovnováhy.....	110
10.4. Oxidačně-redukční rovnováhy.....	113
<b>11. Elektrochemie.....</b>	<b>120</b>
11.1. Elektrochemické procesy.....	120
11.2. Galvanické články.....	121
11.3. Elektrolýza.....	124

## 1. Úvod do studia chemie



### Studijní cíle



- Umět vysvětlit pojem chemie a vymezit předmět jejího zájmu.
- Osvojit si členění chemie na dílčí chemické disciplíny
- Vědět co je obsahem jednotlivých chemických disciplín



### Obsah



- 1.1. Obsah chemie
- 1.2. Základní chemické disciplíny
- 1.3. Další chemické disciplíny



### Výklad



#### 1.1. Obsah chemie

- Chemie je exaktní přírodní věda zabývající se zkoumáním hmotného světa, respektive některých jeho částí.
- Studuje chemické reakce vzniku a přeměny látek, zkoumá podmínky jejich průběhu (rychlosť, rovnováha), všímá si úkazů provázejících chemické děje (termochemie).
- Vyšetřuje kvalitativní složení a vnitřní stavbu látek.
- Moderní chemie se člení na řadu chemických disciplin. Mezi nimi rozlišujeme disciplíny **základní, aplikované** a disciplíny **hraničící s jinými vědními obory**.

## 1.2. Základní chemické disciplíny

- **Obecná chemie** - sdružuje poznatky a zákonitosti společné všem chemickým disciplinám, obsahuje také některé části vyčleněné z chemie fyzikální.
- **Anorganická chemie** - je věda o vzniku, složení, struktuře a chemických reakcích prvků a sloučenin s výjimkou převážné většiny sloučenin uhlíku.
- **Organická chemie** - se zabývá vznikem, složením, strukturou a chemickými reakcemi sloučenin uhlíku.

## 1.3. Další chemické disciplíny

### 1.3.1. Aplikované disciplíny

- **Analytická chemie** - se zabývá postupy a metodikou kvalitativní i kvantitativní analýzy látek.  
**Kvalitativní analýzou** se zjišťuje, které atomy, ionty nebo molekuly látka obsahuje.  
**Kvantitativní analýzou** se stanovuje míra zastoupení těchto složek v dané látce.
- **Chemická technologie** - zkoumá metody a postupy chemických výrob látek.
- **Biotechnologie** – způsoby výroby, využívající biologické a biochemické postupy při efektivní výrobě řady produktů. Předností těchto technologií je, že bývají buď částečně nebo zcela bezodpadové.
- **Chemické inženýrství** – nauka o zařízeních pro chemické výroby a technice operací, které jsou společné mnoha různým výrobám chemických sloučenin.

### 1.3.2. Disciplíny hraničící s jinými vědními obory

- **Fyzikální chemie** - aplikuje fyzikální metody a poznatky na řešení chemických problémů, výsledky zpracovává pomocí matematických postupů a formuluje obecné závěry, často pomocí matematických vztahů.
- **Biochemie** - zkoumá chemické složení organismů, studuje chemické pochody probíhající v živých organizmech a metabolismus těchto organismů.



## Shrnutí



*Chemie je přírodní věda o složení a struktuře látek ve vztahu k jejich chování a vlastnostem. Zkoumá vztahy mezi stavebními částicemi látek, hledá a popisuje zákonitosti spojování těchto částic do větších celků a studuje případné další přeměny těchto celků.*

*Chemie prošla dlouhým vývojem a v současné době sdružuje obrovské kvantum poznatků. Proto se moderní chemie dělí na řadu dílčích chemických disciplín základních, aplikovaných a hraničících s jinými vědami. Možnost zahrnutí všech těchto disciplín mezi chemické je důsledkem obecné platnosti zákonitostí stavby látek.*

## 2. Struktura látek



### Studijní cíle



- Osvojit si postupnou výstavbu látek od elementárních částic až k agregátním stavům.
- Seznámit se s charakteristikami a vlastnostmi základních jedinců (entit) tvořících systém.
- Uvědomit si rozdíl mezi vlastnostmi základních jedinců a vlastnostmi celku jimi tvořeného.
- Naučit se a pochopit základní definice a pojmy týkající se struktury a složení látek a látkových soustav.
- Umět vypočítat složení látkových soustav.



### Obsah



- 2.1. Hmota a její formy
- 2.2. Stavba látek a jejich klasifikace
- 2.3. Základní chemické pojmy



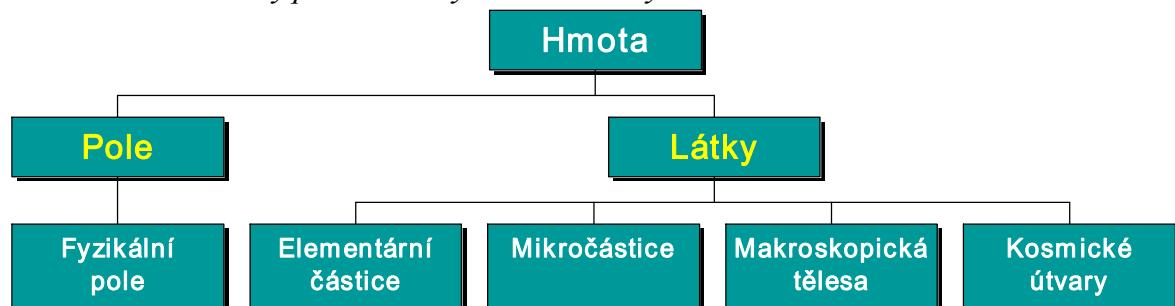
## Výklad



### 2.1. Hmota a její formy

Hmota je základem všech jevů v přírodě, všechny děje i změny jsou spojeny s pohybem hmoty. Jejím hlavním znakem je, že existuje objektivně. Základním kritériem pro klasifikaci hmoty je určení přetržitosti nebo nepřetržitosti její struktury. Formy hmoty s přetržitou strukturou se označují jako **látky**. Pro formy hmoty s nepřetržitou strukturou se používá názvu **pole**. Jednotlivé pojmy jsou podrobněji vysvětleny na následujících řádcích.

*Obr. 2-1 Schematický přehled různých forem hmoty*



- **Hmota** je objektivní realita v ustavičném pohybu a vývoji, existující nezávisle na našem vědomí. Působí však na naše smyslové orgány a tím se odráží v našem vědomí. Hmota tvoří jedinou podstatu celého vesmíru a vyskytuje se v něm v množství kvalitativně odlišných forem. Mezními formami hmoty jsou **látka** a **pole**. Ve skutečnosti mají všechny dosud známé formy hmoty dualistický charakter. Znamená to, že látky a silová pole jsou na sebe vzájemně vázány a jedna forma bez druhé nemůže samostatně existovat. U silových polí pak dominuje vlnový charakter, u látek charakter částicový (korpuskulární). Částice látek se za jistých okolností mohou změnit na energetická kvanta a obráceně.

$$e^+ + e^- = 2\gamma$$

Z fyzikálního hlediska je hmota nositelem dvou základních vlastností, **setrváčnosti** a **schopnosti konat práci**. Mírou těchto vlastností je **hmotnost** a **energie**. Hmotnost je mírou celkového množství hmoty v daném systému, energie je veličina charakterizující vnitřní stav hmotné soustavy. V izolovaných soustavách platí zákon zachování hmotnosti a zákon zachování energie.

Mezi hmotností a energií platí vzájemný vztah odvozený Einsteinem (1905)

$$E = mc^2$$

podle něhož je energie každé hmotné soustavy (a tedy i silových polí) úměrná její hmotnosti. Konstanta  $c$  představuje rychlosť světla ve vakuu ( $c = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$ ).

- **Pole** - formy hmoty s nepřetržitou (kontinuální) strukturou. Vyznačují se vlastním velmi složitým pohybem odlišným od pohybu částic v látkových formách hmoty. Stavebními jednotkami polí jsou **kvanta** – fiktivní částice s nulovou klidovou hmotností.

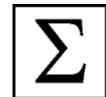
*Příklad:*

**Fotony** – stavební jednotky elektromagnetických polí. Pohybují se pouze rychlosťí světla ve vakuu  $c = 2,99 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$ . Každý foton nese energii  $E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$ , kde  $h$  je Planckova konstanta ( $h = 6,62521 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$ ),  $\nu$  je frekvence záření,  $\lambda$  je vlnová délka záření.

- **Látky** – formy hmoty s přetržitou (diskrétní) strukturou. Stavebními jednotkami látek jsou samostatné částice disponující určitou energií a nulovou klidovou hmotností (např. protony, neutrony, elektrony). Látky se vzájemně liší druhem a uspořádáním těchto částic. Kvalitu látek určují **charakteristické vlastnosti**, tzn. vlastnosti nezávislé na velikosti, tvaru a množství dané látky.



**Shrnutí**



*Hmota je objektivní realita v ustavičném pohybu a vývoji existující nezávisle na našem vědomí. Nachází se ve dvou mezních formách - látky a pole. Obě formy hmoty se liší strukturou a typem stavebních částic. Navzájem se však prolínají a doplňují, jedna bez druhé nemohou existovat. Základními vlastnostmi hmoty jsou z fyzikálního hlediska setračnost a schopnost konat práci. Mírou těchto vlastností je hmotnost a energie.*



## Otázky k opakování



- 1.** Které z uvedených částic **nepatří** mezi částice látek:  
a) elektron                            b) foton                            c) proton                            d) neutron

**2.** Einsteinův vztah mezi hmotností  $m$  a energií  $E$  má tvar:  
a)  $E = mc^2$                             b)  $m = Ec^2$                             c)  $mE = c^2$                             d)  $E = cm^2$

**3.** Při střetu elektronu s pozitronem  
a) nedojde k žádné reakci                            c) vzniknou dva fotony  
b) vznikne nukleon                                    d) vznikne neutron

**4.** Vypočítejte hmotnost fotonu ultrafialového záření o vlnové délce  $\lambda = 100 \text{ nm}$ .



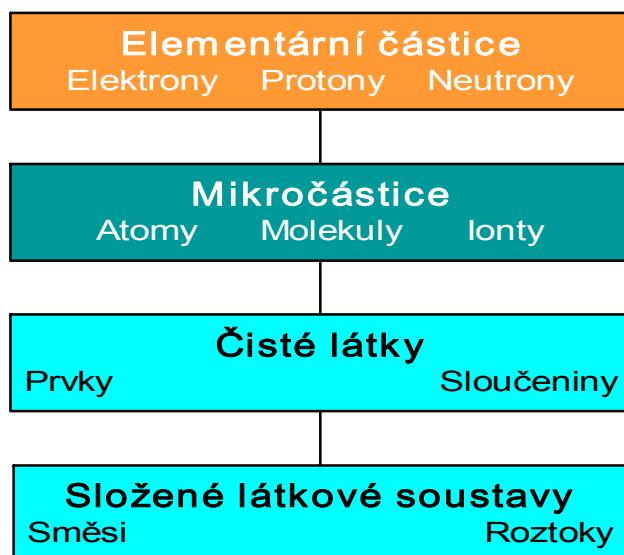
## Výklad



## 2.2. Stavba látek a jejich klasifikace

- Základem vnitřní stavby látek je určitý způsob uspořádání základních stavebních částic a působení specifických přitažlivých sil mezi těmito částicemi.
  - Základními stavebními kameny látek jsou **elementární částice**. Fyzika jich rozeznává více než sto. Pro výklad struktury běžných látek vystačíme se třemi druhy: **elektrony, protony a neutrony**.
  - Seskupením určitého počtu elementárních částic a jejich charakteristickým uspořádáním vzniknou nové útvary - **atomy, molekuly** nebo **ionty** (obecně **mikročástice**).
  - Velké soubory mikročástic, které můžeme poznávat svými smysly, označujeme souhrnně jako **chemické látky**.
  - Základ chemických látek představují čisté látky - prvky a sloučeniny. Jejich kombinací vznikají **složitější látkové soustavy - směsi** nebo **roztoky**.

Obr. 2-2 Schematické znázornění stavby látek



### 2.2.1. Elementární částice

- **Elektron** - částice s klidovou hmotností  $m = 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg, nesoucí záporný elementární náboj  $(-1,602 \cdot 10^{-19}$  C). Označuje se symbolem „e“. Elektrony tvoří elektronový obal atomu. Částice se stejnými vlastnostmi jako elektron, ale opačným nábojem je **pozitron**.
- **Kvarky** – základní stavební jednotky protonů a neutronů. Jejich existence byla experimentálně potvrzena roku 1969. Nesou neceločíselný (vyjádřeno v jednotkách náboje protonu) elektrický náboj  $2/3$  nebo  $-1/3$ . Existuje celkem šest typů kvarků, které lze podle fyzikálních vlastností uspořádat do tří párů: u/d (*up/down*), c/s (*charm/strange*) a t/b (*top/bottom*). Ke každému kvarku existuje odpovídající kvark z antihmoty – **antikvark**.
- **Proton** - částice s klidovou hmotností  $m = 1,673 \cdot 10^{-27}$  kg, nesoucí kladný elementární náboj  $(+1,602 \cdot 10^{-19}$  C). Patří mezi hadrony. Značí se symbolem „p“. Vzniká spojením dvou kvarků typu „u“ a jednoho kvarku typu „d“.
- **Neutron** - částice s klidovou hmotností  $m = 1,675 \cdot 10^{-27}$  kg, bez elektrického náboje. Řadí se, podobně jako proton, mezi hadrony a značí se symbolem „n“. Je tvořen dvěma kvarky typu „d“ a jedním kvarkem typu „u“.
- Protony a neutrony tvoří atomové jádro (nukleus), jsou proto souhrnně označovány jako **nukleony**.
- Rozdělení a příklady některých dalších elementárních částic uvádí **Tab. I**.

**Tab. I** Rozdělení a příklady elementárních částic

Typ	Příklady častic	Označení častic
<b>elektromagnetické kvantum</b>	<b>foton</b>	$\gamma$
<b>leptony</b>	<b>neutrino</b>	$\nu$
	<b>elektron</b>	$e^-$
	<b>pozitron</b>	$e^+$
<b>mezony</b>	<b>mezon mí</b>	$\mu^+, \mu^-$
	<b>mezon pí</b>	$\pi^+, \pi^-$
	<b>mezon ká</b>	$K^-, K^+$
<b>nukleony</b>	<b>proton</b>	$p$
	<b>neutron</b>	$n$
<b>hyperony</b>	<b>hyperon lambda</b>	$\lambda^0$
	<b>hyperon sigma</b>	$\Sigma^+$
	<b>hyperon ksý</b>	$\Xi^0$

### 2.2.2. Mikročástice

- **Atom** - nejmenší částice, která je ještě nositelem chemických vlastností prvku. Má složitou vnitřní strukturu, která je tvořena atomovým jádrem a elektronovým obalem.
- **Molekula** - nejmenší část látky, která je schopna samostatné existence v prostoru. Je tvořena určitým počtem stejných atomů (**prvek**) nebo různých atomů (**sloučenina**). V plynném skupenství mají všechny chemické látky přesně definované molekuly. V tuhému skupenství u některých sloučenin nelze ve struktuře látky jednotlivé molekuly identifikovat. Celý krystal takových látek má např. charakter jediné makromolekuly. V těchto případech se formálně určuje nejmenší část látky, která svým složením ještě odpovídá složení látky (např. skupina  $\text{SiO}_2$  v oxidu křemičitém).
- **Ionty** – kladně nebo záporně nabité částice, které dělíme na jednoduché (jednoatomové), jako např.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , nebo složené (víceatomové), např.  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{OH}^-$ . Jednoduché ionty vznikají z atomů přijetím nebo odtržením elektronů. Složené ionty vznikají připojením jednoduchého iontu k atomu nebo molekule, respektive odtržením jednoduchého iontu od molekuly. Kladně nabité ionty se nazývají **kationty**, záporně nabité ionty jsou **anionty**.
- Charakteristickými vlastnostmi atomů a molekul jsou **hmotnost** a **energie**. Naopak vlastnosti jako teplota tání, barva, index lomu atd. lze připsat teprve většímu souboru mikročástic - látkám.

Σ

Shrnutí

Σ

Základními stavebními kameny látek jsou elementární částice – elektrony, protony a neutrony. Jejich vzájemným seskupením vznikají složitější látkové útvary – mikročástice. Jsou to atomy, molekuly a ionty. Atomová jádra jsou tvořena protony a neutrony, elektronové obaly atomů elektrony. Molekuly i ionty mohou být tvořeny buď stejnými, nebo různými atomy. Náboj iontů vzniká z atomu přijetím nebo odtržením elektronů nebo z molekuly přijetím či odtržením jednoduchého iontu. Charakteristickými vlastnostmi mikročastic jsou hmotnost a energie. Velké soubory mikročastic, které lze poznávat lidskými smysly, jsou chemické látky.



## Otázky k opakování



5. Látkové částice elektron, proton, neutron, pozitron rozdělte podle náboje na kladné, záporné a neutrální.

6. Mezi vlastnosti atomů nepatří:

  - a) teplota varu
  - b) energie
  - c) elektrická vodivost
  - d) barva
  - e) hmotnost
  - f) tvrdost

7. Určete, které z uvedených vlastností lze připsat elementárním částicím:

  - a) hmotnost
  - b) teplota varu
  - c) energie
  - d) elektrický náboj
  - e) tvrdost
  - f) barva

8. Z molekul mohou být složeny:

  - a) pouze sloučeniny
  - b) sloučeniny i prvky
  - c) pouze prvky

9. Sodný kation  $\text{Na}^+$  vznikne, jestliže atom sodíku:

  - a) přijme proton
  - b) ztratí elektron
  - c) přijme elektron
  - d) ztratí proton

10. Absolutní hmotnosti elementárních částic jsou obecně velmi malé. Pro větší přehlednost proto bývají vyjadřovány relativně vůči hmotnosti zvolené částice. Vyjádřete hmotnost elektronu, protonu a neutronu relativně vůči:  
a) klidové hmotnosti elektronu ( $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg)  
b) klidové hmotnosti protonu ( $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$  kg)

Relativní hmotnosti označte symbolem  ${}^r\text{m}$  s příslušným indexem pro částici (e, p, n). Co vyplývá z výsledků?

**11. Vyjádřete rovnicemi vznik následujících iontů:**

- a)  $\text{K}^+$       b)  $\text{Al}^{3+}$       c)  $\text{O}^{2-}$       d)  $\text{CO}_3^{2-}$       e)  $\text{HS}^-$       f)  $\text{NH}_4^+$



**Výklad**



**2.2.3. Čisté látky**

- Jsou nejjednoduššími chemickými látkami. Vykazují určité specifické vlastnosti, které jsou pro ně **charakteristické**. Tyto vlastnosti určují kvalitu látky a nejsou závislé na celkovém množství, objemu nebo tvaru látky. Dělí se na **vlastnosti fyzikální** a **chemické**.
- O vlastnostech čistých látek rozhodují jednak **vlastnosti mikročástic**, z nichž jsou látky složeny, jednak **velikosti přitažlivých sil** působících mezi těmito částicemi.
- Přitažlivé síly rozhodují značnou měrou o vlastnostech látek jako jsou teplota tání, pevnost, tvrdost atd. Má-li určitá látka např. nízkou teplotu tání, znamená to, že mezi jejími molekulami působí slabé přitažlivé síly.
- Čisté látky dělíme na **prvky** a **chemické sloučeniny**.
- **Prvky** - čisté látky, které již nelze dále chemicky dělit na látky jednodušší. Základními stavebními jednotkami prvků jsou samostatné atomy (např. He, Zn), několikaatomové molekuly (např.  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ) případně makromolekuly (diamant - C). Prvek je látka složená vždy z atomů o stejném **protonovém čísle Z**. Dosud je známo 112 prvků, některé z nich jsou však nestálé a byly vyrobeny uměle.
- **Chemické sloučeniny** - čisté látky, které lze chemickými metodami dělit na látky jednodušší. Jsou složeny ze dvou nebo více chemických prvků. Prvky jsou v dané sloučenině zastoupeny vždy ve stejném poměru, který se nemění s vnějšími podmínkami. Základními stavebními jednotkami chemických sloučenin jsou molekuly, makromolekuly (oxid křemičitý -  $\text{SiO}_2$ ) nebo ionty.

**2.2.4. Složené látkové soustavy**

- **Látková soustava** – vymezená část prostoru včetně hmotné náplně, která je předmětem pozorování. Veškerá oblast mimo určenou soustavu se považuje za okolí soustavy. Soustava je určena, jsou-li přesně vymezeny vlastnosti stěn, oddělujících soustavu od okolí. Stěny mohou být skutečné nebo myšlené. Látky tvořící soustavu jsou označovány jako **složky**.

- **Složky soustavy** – čisté látky, které lze fyzikálními metodami ze soustavy oddělit a které jsou schopné samostatné existence.
- Stav soustavy charakterizuje souhrn vlastností soustavy. Veličiny určující stav soustavy se nazývají **stavové veličiny** (např. teplota, tlak, objem, hmotnost, koncentrace, hustota, energie).
- Podle vlastností dělíme soustavy na homogenní a heterogenní.
- **Homogenní soustava** – má ve všech svých částech stejné vlastnosti (např. směs plynů, roztok soli ve vodě).
- **Heterogenní soustava** – nemá ve všech místech stejné vlastnosti. Skládá se z několika homogenních oblastí – **fází**. Jednotlivé fáze jsou od sebe vzájemně odděleny fázovým rozhraním, na němž se mění vlastnosti skokem.

#### 2.2.5. Klasifikace látek podle počtu složek a fází

- **Čisté látky** – představují vždy jednosložkovou soustavu, která může být jednofázová i vícefázová. Příkladem vícefázových soustav jsou např. voda s ledem, diamantový prášek s grafitem nebo kapalina v rovnováze se svou parou.
- **Roztok** – vícesložková, avšak jednofázová (homogenní) soustava. Podle skupenství rozeznáváme plynné roztoky (vzduch), kapalné roztoky (roztok NaCl ve vodě) a pevné roztoky (slitiny, např. Au + Ag).
- **Směs** – představuje vícesložkovou a vícefázovou (heterogenní) soustavu. Příkladem směsi může být např. žula složená z krystalků křemene, živce a slídy.
- Roztoky vznikají **samovolně** zatímco směsi pouze **vnějším zásahem**.



Shrnutí



*Chemické látky se podle svého složení a struktury dělí na čisté látky a složené látkové soustavy. Mezi čisté látky se zahrnují prvky a chemické sloučeniny. Prvky jsou látky, které již nelze chemicky dělit na látky jednodušší. Sloučeniny jsou naopak chemicky dělitelné na látky jednodušší. Látkové soustavy lze klasifikovat podle různých kritérií. Z hlediska počtu složek a fází je dělíme na směsi a roztoky. Roztoky vznikají samovolně zatímco směsi pouze vnějším zásahem. Kvalita čistých látek je určena souborem charakteristických vlastností. Stav složených látkových soustav popisují stavové veličiny.*



## Otázky k opakování



12. Označte, které z uvedených vlastností látek nejsou závislé na velikosti přitažlivých sil mezi stavebními jednotkami:

- a) tvrdost      b) hmotnost      c) hustota      d) teplota tání      e) objem

13. Chemický prvek je látka složená z atomů se stejným počtem:

- a) protonů i neutronů      c) protonů  
b) neutronů      d) nukleonů

14. Fyzikálními metodami lze oddělit:

- a) složky v roztoku      b) prvky ve sloučenině      c) složky ve směsi

15. Vyberte vyhovující odpovědi. Roztok je soustava:

- a) vícesložková      d) homogenní  
b) heterogenní      e) jednosložková  
c) jednofázová      f) vznikající samovolně

16. Směs je soustava:

- a) heterogenní      d) vícefázová  
b) vícesložková      e) vznikající vnějším zásahem  
c) homogenní      f) jednofázová

17. Rozhodněte, zda prášková směs grafitu a diamantu:

- a) obsahuje jediný prvek      b) je homogenní      c) obsahuje jednoduché látky

18. Rozpustnost dusičnanu draselného při 20 °C je 13,1g KNO<sub>3</sub> ve 100 cm<sup>3</sup> vody. Popište složení soustavy obsahující 500 cm<sup>3</sup> vody a 80g KNO<sub>3</sub>. Uveďte počet složek a fází. Lze tuto soustavu považovat za homogenní? Existenci plynné fáze neuvažujeme.

19. Pevný uhličitan vápenatý (vápenec) se při zahřátí rozkládá na pevný oxid vápenatý a plynný oxid uhličitý podle rovnice: CaCO<sub>3</sub> (s) = CaO (s) + CO<sub>2</sub> (g). Určete počet fází a složek v soustavě, která vznikla částečným rozkladem čistého vápence v uzavřeném evakuovaném reaktoru.



## 2.3. Základní chemické pojmy

### 2.3.1. Pojmy vztažené k velikost látkového systému

- Máme-li určit velikost určitého systému (tj. množství látky v něm obsažené), lze uvést tři různé údaje:
  - počet částic tvořících systém
  - hmotnost látkového systému
  - objem systému (u systémů homogenních)

**Látkové množství (n)** - veličina vyjadřující množství hmoty v systému pomocí násobků určitého počtu základních částic (atomů, molekul, iontů). Jednotkou látkového množství je mol.

- **Mol** je látkové množství soustavy, jejíž počet základních částic se rovná počtu atomů ve 12 g (přesně) izotopu uhlíku  $^{12}\text{C}$ .
- Počet základních částic v soustavě o látkovém množství 1 mol udává **Avogadrova konstanta  $N_A$**  ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ). Počet částic látky B ( $N_B$ ) o látkovém množství ( $n_B$ ) je pak dán vztahem:

$$N_B = N_A n_B$$

- Veličiny vztažené na jednotkové látkové množství se nazývají **molární veličiny**.

**Molární hmotnost (M)** - hmotnost soustavy o látkovém množství 1 mol. Je určena podílem hmotnosti látky B ( $m_B$ ) a jejího látkového množství.

$$M_B = \frac{m_B}{n_B}$$

Jednotkou je **g.mol<sup>-1</sup>**.

- Molární hmotnosti prvků bývají uvedeny v periodické soustavě. Molární hmotnost sloučeniny je dána součtem molárních hmotností prvků, z nichž se sloučenina skládá, vynásobených jejich počtem ve sloučení.

**Molární objem (V<sub>m</sub>)** – je objem 1 molu plynné látky. Pro látku B je definován podílem jejího objemu  $V_B$  a látkového množství  $n_B$ .

$$V_m(B) = \frac{V_B}{n_B}$$

- U plynných látok závisí molárni objem na teplotě a tlaku. Za normálních podmínek ( $p_0 = 101,325 \text{ kPa}$ ,  $T_0 = 273,15 \text{ K}$ ) má molárni objem ideálního plynu hodnotu:

$$V_{m,0} = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

- Tato hodnota se nazývá **normální molárni objem**.

### 2.3.2. Pojmy týkající se složení látkových soustav

- Vlastnosti látkových soustav jsou určeny vedle jiných parametrů také zastoupením jednotlivých složek. Složení soustavy lze vyjádřit pomocí hmotnostních, molárních a objemových zlomků, u roztoků také pomocí molárni koncentrace.

**Hmotnostní zlomek (w)** - vyjadřuje poměr hmotnosti složky B ku hmotnosti celé soustavy ( $m_S$ ).

$$w(B) = \frac{m_B}{m_S}$$

- Součet hmotnostních zlomků všech složek soustavy je roven jedné.

**Molárni zlomek (x)** - určité složky B v soustavě definujeme jako podíl látkového množství této složky a součtu látkových množství všech složek v soustavě.

$$x(B) = \frac{n_B}{\sum n_i}$$

- Součet molárních zlomků všech složek soustavy je opět roven jedné.

**Objemový zlomek (φ)** - složky B je roven podílu objemu této složky a celkového objemu soustavy  $V_S$ .

$$\varphi(B) = \frac{V_B}{V_S}$$

- Také v tomto případě je součet objemových zlomků všech složek soustavy roven jedné.
- Hmotnostní, molárni a objemové zlomky vyjadřují relativní složení soustavy, proto nemají jednotku. Pro lepší názornost lze výsledky uvádět v procentech. Symbol % odpovídá hodnotě 0,01 viz následující příklad.

**Příklad:**

$$w_B = 0,03 = 3 \cdot 0,01 = 3\%$$

- V případě, že látkovou soustavou je roztok, lze složení takové soustavy vyjádřit také pomocí koncentrací. Nejběžněji používanou je molární koncentrace.

**Molární (látková) koncentrace (c)** - vyjadřuje látkové množství složky  $B$  rozpuštěné v 1 dm<sup>3</sup> roztoku.

$$c_B = \frac{n_B}{V_S} = \frac{m_B}{M_B V_S}$$

$V_S$  je objem roztoku (soustavy). Jednotkou molární koncentrace je **mol·dm<sup>-3</sup>**.



### Shrnutí



*Velikost látkového systému lze vyjádřit pomocí počtu částic v systému, hmotnosti systému a pomocí objemu systému. V případě počtu částic chemie nepočítá s jednotlivými atomy nebo molekulami, nýbrž s určitým a vždy stejným násobkem jejich počtu. Množství hmoty v systému vyjádřené počtem základních částic se označuje jako látkové množství s jednotkou mol.*

*Veličiny vztázené na jednotkové látkové množství se nazývají molární. Jsou to molární hmotnost a molární objem.*

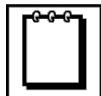
*Složení látkových soustav lze vyjádřit formou relativního složení nebo pomocí koncentrací. V případě relativního složení se jedná o hmotnostní, objemové a molární zlomky. Uvedené veličiny nemají jednotku, pro lepší názornost lze jejich číselné hodnoty uvádět v procentech.*

*Nejpoužívanější formou koncentrace je molární (látková) koncentrace. Její fyzikální jednotka je mol·dm<sup>-3</sup>.*

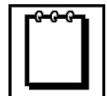


## Otázky k opakování



Poznámka



Více příkladů na výpočty molárních veličin, respektive složení látkových soustav naleznete ve skriptu: **Příklady z chemie pro bakalářské obory**, B. Kostura, M. Gregorová, Ostrava 2004, str. 21 – 24, respektive 25 – 28.



## Řešení



1. b,

2. a,

3. c,

4. Hmotnost fotonu závisí na vlnové délce, respektive frekvenci příslušného elektromagnetického záření. S použitím Einsteinova vztahu mezi hmotností a energií a Planckova vztahu pro energii fotonu dostaneme:  $m = \frac{h}{\lambda \cdot c}$ . Po dosazení příslušných hodnot je  $m = 2,201 \cdot 10^{-35} \text{ kg}$ .

5. Kladný náboj - proton, pozitron. Záporný náboj - elektron. Bez náboje – neutron

6. a, c, d, f,

7. a, c, d,

8. b,

9. b,

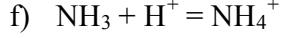
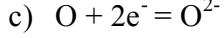
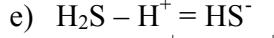
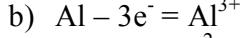
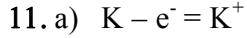
10. a)  $r_m_e = 1 \quad r_m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} / 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 1836,6$

$$r_m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} / 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 1838,8$$

b)  $r_m_p = 1 \quad r_m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} / 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 5,445 \cdot 10^4$

$$r_m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} / 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,001$$

**Závěr:** Protony a neutrony jsou přibližně stejně hmotné a jsou asi 2000x hmotnější než elektrony.



12. b, e,

13. c,

14. a, c,

15. a, c, d, f,

16. a, b, d, e,

17. a

18. Podle udané rozpustnosti lze v objemu  $500 \text{ cm}^3$  vody rozpustit  $5 \cdot 13,1 \text{ g} = 65,5 \text{ g} \text{ KNO}_3$ . Ze zadaného množství 80g zůstane nerozpuštěno  $80 \text{ g} - 65,5 \text{ g} = 14,5 \text{ g} \text{ KNO}_3$ . Soustava obsahuje 565,5g nasyceného roztoku a 14,5g nerozpuštěného dusičnanu draselného. Soustava je **dvousložková** (voda a  $\text{KNO}_3$ ) a **dvojfázová** (nasycený roztok a nerozpuštěný  $\text{KNO}_3$ ). Jedná se o soustavu **heterogenní**.

19. Soustava obsahuje 3 složky ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ), 2 pevné fáze ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ) a 1 plynnou fází ( $\text{CO}_2$ ).

20. c

21. d

22. c

23. d

24. b

25. b

### 3. Stavba atomu



#### Studijní cíle



- Osvojit si základní strukturu atomu a vědět jaké elementární částice se podílejí na jeho stavbě.
- Znát základní veličiny charakterizující atomové jádro a porozumět používané symbolice.
- Umět stanovit složení atomového jádra libovolného nuklidu.
- Rozumět symbolice zápisů jaderných reakcí.
- Získat základní představy o struktuře elektronového obalu.
- Znát typy a počty orbitalů na jednotlivých energetických hladinách.
- Na základě znalostí pravidel o postupném zaplňování orbitalů elektrony odvodit elektronovou konfiguraci libovolného prvku.



#### Obsah



- 3.1. Struktura atomu
- 3.2. Atomové jádro
- 3.3. Jaderné reakce
- 3.4. Elektronový obal



#### Výklad

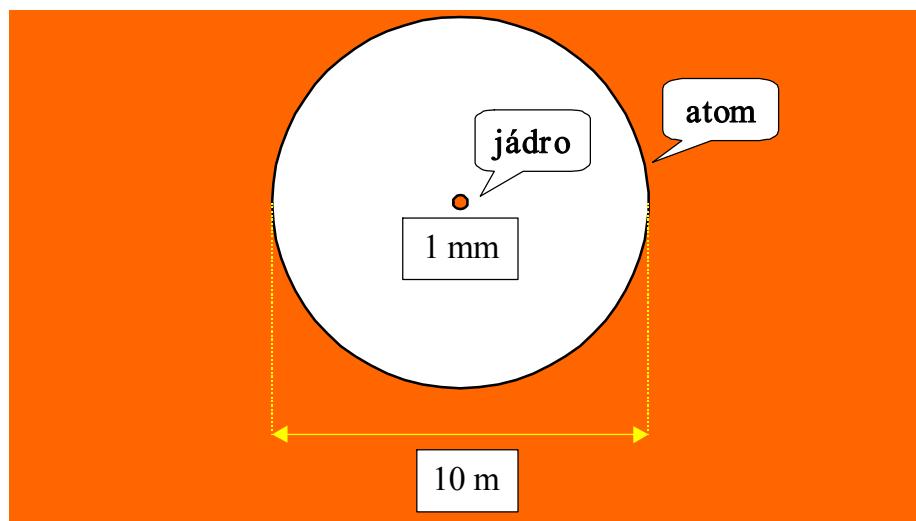


##### 3.1. Struktura atomu

- Na počátku 20. století (E.Rutherford, 1911) bylo prokázáno, že se atomy skládají z kladně nabitého **jádra** obklopeného elektrony. Každý elektron nese jeden záporný elementární náboj, což je nejmenší známý samostatně existující záporný náboj.
- Elektrony tvoří **elektronový obal** atomu, jehož záporný náboj je kompenzován kladným nábojem jádra. Atom jako celek je elektricky neutrální.
- Hmotnost elektronového obalu je menší než 1 % celkové hmotnosti atomu.

- Poloměr atomu, který je možno stanovit např. jako polovinu vzdálenosti sousedních atomových jader v molekulách nebo krystalech, je řádově  $10^{-10}$  m. Poloměr atomového jádra je přibližně  $10^{-15}$  až  $10^{-14}$  m.
- Názorným způsobem znázorňuje rozměrové poměry v atomu *obr. 3-1*.

*Obr. 3-1 Znázornění rozměrových poměrů v atomu*



- Kdybychom jádro atomu znázornili jako kuličku o průměru 1 mm, odpovídala by celému atomu koule o průměru alespoň 10 m.

### 3.2. Atomové jádro

- Atomové jádro je složeno z protonů a neutronů. Souhrnně se tyto částice nazývají nukleony (viz kapitola *2.2.1. Elementární částice*).
- Počet protonů v jádře udává **protonové číslo Z**. Toto číslo je charakteristické pro všechny atomy téhož prvku.
- **Další funkce protonového čísla:** vyjadřuje celkový počet elektronů v obalu elektroneutrálního atomu a je pořadovým číslem prvku v periodické soustavě prvků.
- Počet nukleonů (tedy protonů a neutronů dohromady) určuje **nukleonové číslo A**. Z rozdílu obou čísel ( $A - Z$ ) lze vypočítat počet neutronů v daném jádře.
- **Nuklid** - název pro soubor atomů stejného druhu (se stejným protonovým a nukleonovým číslem). Nuklid obecně zapisujeme symbolem:  ${}_Z^A X$
- Molární hmotnost nuklidu je číselně velmi blízká nukleonovému číslu, není to však celé číslo.
- **Izotopy** - označení nuklidů se stejným protonovým číslem, ale různým nukleonovým číslem.

## Chemie I – Průvodce studiem

---

- Jednotlivé izotopy téhož prvku mají stejné chemické vlastnosti, liší se pouze vlastnostmi fyzikálními.
- Většina prvků je tvořena dvěma i více izotopy. Nejvíce přirozených izotopů má cín (10). Kromě přírodních izotopů existuje řada izotopů vyrobených uměle.
- **Monoizotopické prvky** - mají pouze jeden izotop (např. F, Na, Al, As, I a další).

### 3.2.1. Vazebná energie atomového jádra

- K rozložení atomového jádra na jednotlivé nukleony je nutné dodat energii k překonání vazebních sil. Tato energie je totožná s energií, která se uvolnila při vzniku jádra z nukleonů. Nazývá se **vazebná energie jádra  $E_V$**  a je mírou stability jádra.
- Vazebnou energii jádra lze odvodit pomocí Einsteinova zákona ekvivalence hmotnosti a energie:

$$E_V = \Delta E = \Delta mc^2.$$

- Hmotnostní úbytek  $\Delta m$  je definován jako rozdíl mezi teoretickou a experimentálně zjištěnou hmotností jádra.

$$\Delta m = m_{teor} - m_{exp}$$

- Čím větší je vazebná energie jádra, tím je dané jádro stabilnější.
- Abychom mohli porovnávat stabilitu jednotlivých jader, vztahujeme hodnotu vazebné energie na jeden nukleon, tedy  **$E_V/A$** .
- Nejvyššími hodnotami vazebních energií (nad 8,4 MeV) disponují prvky s  $A = 30$  až  $130$ . Vazebné energie některých nuklidů uvádí **Tab. II**.
- Vazebná energie se vyjadřuje v jednotkách **elektronvolt (eV)** nebo **jouli** ( $1\text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19}\text{ J}$ ).
- Stabilita atomových jader závisí na poměru počtu protonů a neutronů v jádře:

Stabilní nuklidy lehčích prvků (do  $Z = 20$ ):       **$Z : N = 1 : 1$**   
Stabilní nuklidy těžších prvků ( $Z > 20$ ):       **$Z : N = 1 : 1,5$**

**Tab. II** Vazebné energie některých nuklidů

Vazebná energie	${}_1^2H$	${}_2^4He$	${}_6^{12}C$	${}_8^{16}O$	${}_{26}^{56}Fe$	${}_{50}^{120}Sn$	${}_{92}^{238}U$
$E_V(\text{MeV})$	2,18	28,20	91,66	126,96	486,09	1020	1780
$E_V/A (\text{MeV})$	1,09	7,05	7,64	7,94	8,68	8,50	7,50

$\Sigma$ 

## Shrnutí

 $\Sigma$ 

*Atom je složitá soustava tvořená atomovým jádrem a elektronovým obalem. Atomové jádro, ve kterém je soustředěna téměř všechna hmotnost atomu, se vyznačuje složitou strukturou. Vedle častic s kladným nábojem – protonů, obsahuje částice bez náboje – neutrony. Elektronový obal je tvořen záporně nabitémi elektrony. Atom jako celek je elektricky neutrální, počet protonů v jádře je tedy stejný jako počet elektronů v elektronovém obalu. Počet protonů v jádře atomu určuje protonové číslo, celkový počet jaderných častic – nukleonů, je dán nukleonovým číslem. K rozložení atomového jádra na jednotlivé nukleony je nutné dodat určité množství energie. Jedná se o vazebnou energii jádra, která je mírou jeho stability.*

?

## Otázky k opakování

?

1. S pomocí periodické tabulky určete, kolik protonů, neutronů a elektronů obsahuje nuklid mědi o nukleonovém čísle 65.
2. Počet elektronů v atomu se shoduje:
  - a) s nukleonovým číslem
  - b) s molární hmotností
  - c) s protonovým číslem
  - d) s neutronovým číslem
3. Atomový útvar tvořený 5 protony, 2 elektrony a 6 neutrony je:
  - a) atom B
  - b) anion F<sup>-</sup>
  - c) kation Na<sup>+</sup>
  - d) kation B<sup>3+</sup>
  - e) atom C
4. S použitím periodické tabulky určete počet protonů, neutronů a elektronů, z nichž se skládá fluoridový anion F<sup>-</sup>.
5. Doplňte údaje o některých nuklidech v následující tabulce:

Název prvku	Z	A	Počet		
			protonů	elektronů	neutronů
helium	2	3			
křemík		30	14		
cín				50	67
stroncium		88	38		
olovo	82				126



## Výklad



### 3.3. Jaderné reakce

- Jaderné reakce - procesy, při nichž dochází k samovolným přeměnám jader nebo k jejich přeměnám účinkem jiných jader, částic nebo fotonů.
- Průběh jaderných reakcí se popisuje rovnicemi, v nichž je pomocí indexů A a Z označen počet protonů a nukleonů.
- Podmínkou formální správnosti rovnice je rovnost součtu protonových a nukleonových čísel jednotlivých složek na obou stranách rovnice.
- Podle počtu reagujících částic a jader dělíme jaderné reakce na **mononukleární** a **binukleární**.

#### 3.3.1. Reakce mononukleární

- Při mononukleární reakci se rozpadá atomové jádro za vzniku nového jádra a uvolnění obecné částice **y** podle rovnice:

$${}_{Z}^{A}X = {}_{Z-a}^{A-b}Y + {}_a^bY$$

- Mezi mononuklearní reakce se řadí **radioaktivita přirozená** i **umělá**, protože mají stejný charakter a řídí se týmiž zákony.

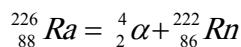
**Radioaktivita** je samovolná přeměna jader na jádra nová, stálejší, za současné emise radioaktivního záření.

- Podle druhu emitovaného záření rozeznáváme čtyři základní druhy radioaktivních přeměn: **přeměny alfa**, **beta minus**, **beta plus** a **přeměna gama**.

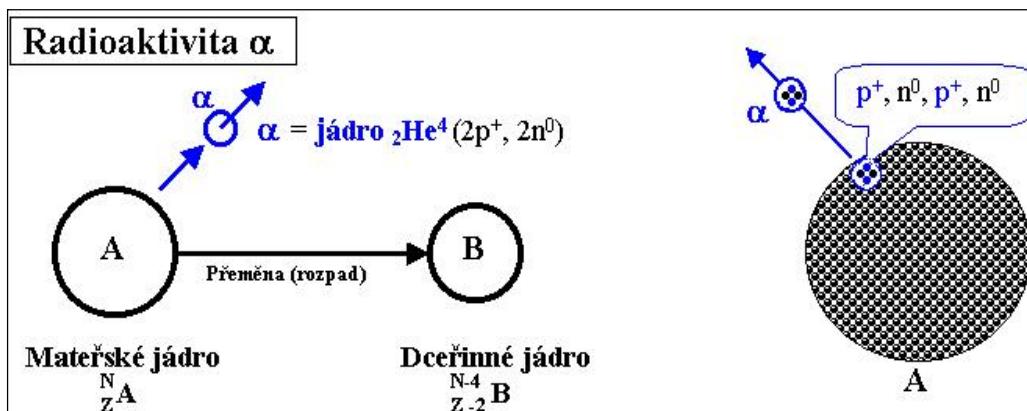
**Radioaktivní přeměna alpha** - mateřské jádro se rozpadá na jádro dceřiné za současné emise záření typu  $\alpha$ .

- K přeměně  $\alpha$  dochází u jader atomů, která jsou příliš těžká (obvykle  $A \geq 210$ ).
- Záření  $\alpha$  je proud rychle letících (až 10 % rychlosti světla ve vakuu) jader atomů hélia  ${}_{2}^{4}He$ .
- Emisí tohoto záření vzniká nuklid, který má nukleonové číslo o 4 jednotky a protonové číslo o 2 jednotky nižší.

*Příklad:*



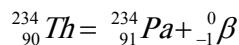
*Obr. 3-2 Schéma radioaktivní přeměny alfa.*



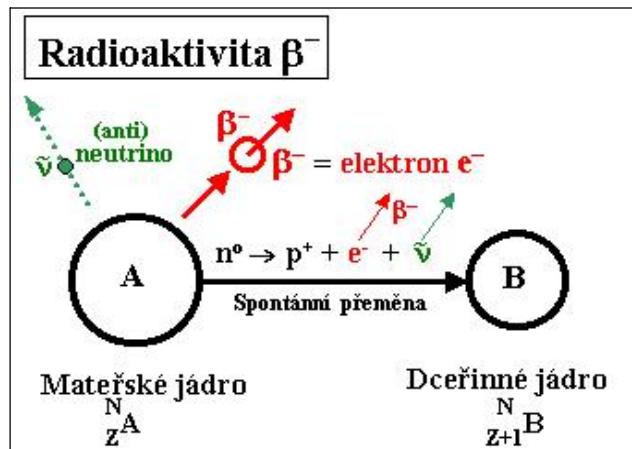
**Radioaktivní přeměna  $\beta^-$**  - mateřské jádro se rozpadá na jádro dceřiné za současné emise záření  $\beta^-$ .

- Záření  $\beta^-$  je tvořeno proudem elektronů, které se svou rychlosí blíží rychlosti světla ve vakuu.
- Elektrony záření  $\beta^-$  vznikají v jádře rozpadem neutronu na proton a elektron.

*Příklad:*



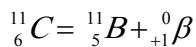
*Obr. 3-3 Schéma radioaktivní přeměny beta minus.*



**Radioaktivní přeměna  $\beta^+$**  - mateřské jádro se rozpadá na jádro dceřiné za současné emise záření typu  $\beta^+$ .

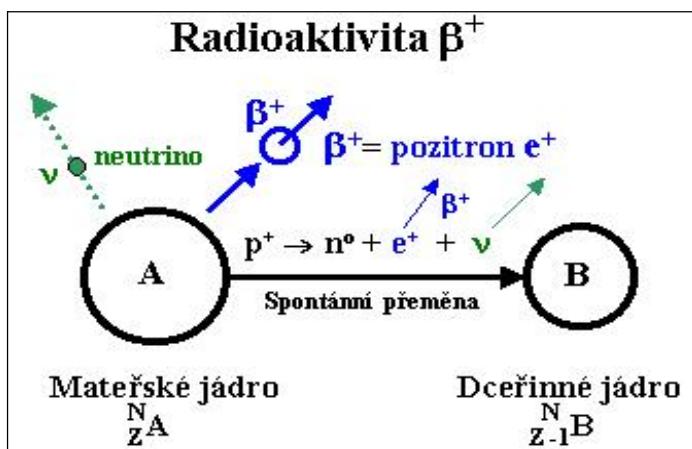
- K přeměně  $\beta^+$  dochází u prvků, které se v přírodě nevyskytují, připravují se uměle.
- Záření  $\beta^+$  je tvořeno proudem rychle letících pozitronů.
- Pozitrony záření  $\beta^+$  vznikají v jádře rozpadem protonu na neutron a pozitron.

*Příklad:*



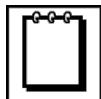
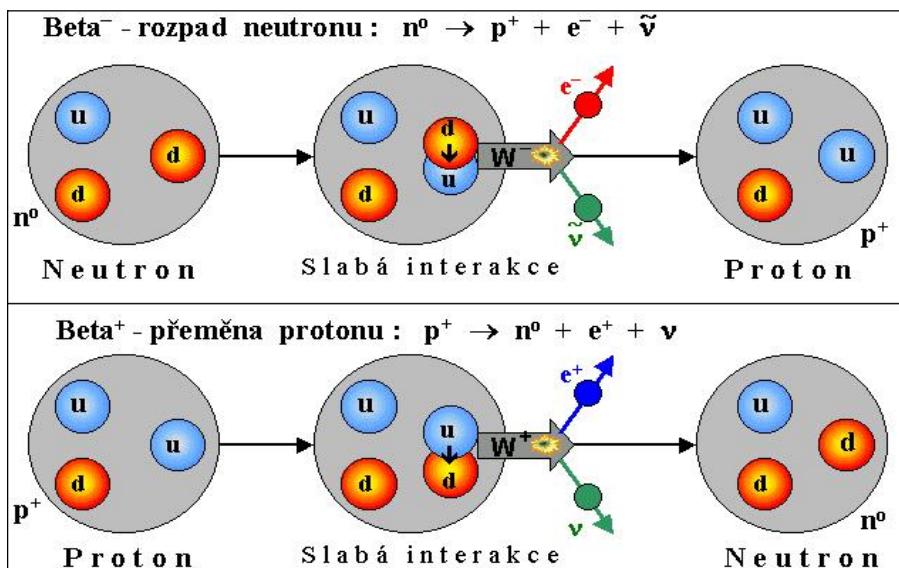
- Přeměna  $\beta^+$  se vyskytuje u atomových jader, která mají nadbytek protonů nad neutrony.

*Obr. 3-4 Schéma radioaktivní přeměny beta plus.*

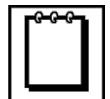


- Částice záření **beta<sup>+</sup>** a **beta<sup>-</sup>** mají původ v reakcích probíhajících v atomovém jádře.
- Průběh těchto jaderných reakcí je graficky znázorněn v *obr. 3-5*.
- Přičinou přeměn nukleonů jsou změny kvarků: kvark typu **d** se mění na kvark typu **u** a obráceně.
- Přebytek energie je z jádra emitován ve formě energetického kvanta - **neutrina**, resp. **antineutrina**.
- Při přeměnách  $\beta^+$  a  $\beta^-$  nedochází ke změnám hodnoty nukleonového čísla **A**, celkový počet nukleonů v měnícím se jádře tedy zůstává **konstantní**.

**Obr. 3-5** Schéma dějů probíhajících a atomovém jádře při radioaktivních přeměnách beta plus a beta minus



### Poznámka

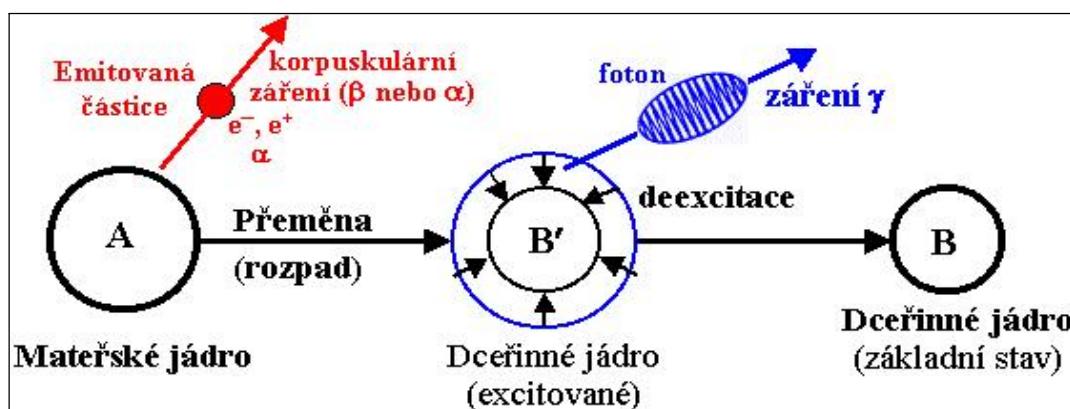


Slabá interakce představuje přechodný stav, který trvá cca  $10^{-27}$ s. Částice  $W^-$  a  $W^+$  jsou intermediální bosony.

- Při **přeměně gama** nedochází k rozpadu jádra za vzniku jádra nového, nýbrž jen k uvolnění přebytečné energie ve formě fotonů záření  $\gamma$ .
- Dceřiné jádro v energeticky bohatém (**excitovaném**) stavu, vytvořené některou z předešlých přeměn, přechází do **stavu základního** s nižší energií.

$${}^A_Z X = {}^A_Z X + {}^0_0 \gamma$$

- Celý průběh přeměny gama schématicky znázorňuje **obr. 3-6**.

*Obr. 3-6 Schéma radioaktivní přeměny typu gama.*

- **Radioaktivita** je vlastností jádra, nezávisí proto na tom, zda je prvek v elementárním stavu nebo ve sloučenině.
- Rychlosť radioaktivního rozpadu nelze ovlivnit vnějšími podmínkami.
- Všechny druhy radioaktivních přeměn se řídí jednoduchým časovým zákonem:

$$N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

kde  $N_0$  je počáteční počet atomů radionuklidu,  $N$  je počet atomů v čase  $t$ ,  $\lambda$  je konstanta přeměny.

- **Poločas rozpadu  $\tau$**  - doba, za kterou se z výchozího počtu atomů radionuklidu přemění právě polovina ( $N = N_0/2$ ).
- Není ovlivněn ani počtem atomů  $N_0$ , ani podmínkami za nichž přeměna probíhá.
- S konstantou přeměny  $\lambda$  souvisí vztahem:

$$\tau = \frac{\ln 2}{\lambda}$$

- Poločasy rozpadu radioaktivních nuklidů nabývají hodnot od  $10^{-11}$  s do  $10^{10}$  let.
- Radioaktivní přeměny neprobíhají izolovaně. Pokud je následující nuklid radioaktivní, vznikají **rozpadové řady**.
- Každá rozpadová řada má svůj počáteční radioaktivní a konečný stabilní nuklid. Rozlišujeme celkem čtyři rozpadové řady:

<b>řada thoriová</b>	$^{232}_{90} Th \rightarrow ^{208}_{82} Pb$
<b>řada uranová</b>	$^{238}_{92} U \rightarrow ^{206}_{82} Pb$
<b>řada aktiniová</b>	$^{235}_{92} U \rightarrow ^{207}_{82} Pb$
<b>řada neptuniová</b>	$^{237}_{93} Np \rightarrow ^{209}_{83} Bi$

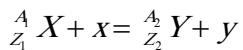
- První tři řady jsou přirozené, řada neptuniová je umělá.

#### Využití radioizotopů:

- Chemie – sledování funkcí katalyzátorů, analytické ověřování chemického složení látek, určování struktury látek.
- Biochemie a biologie – sledování metabolizmu oběhu a přeměn prvků a sloučenin v organismech, atd.
- Archeologie, geologie – určování stáří nálezů a hornin (podle obsahu radioizotopu  $^{14}C$ ).
- Zdravotnictví – léčba zhoubných nádorů

#### **3.3.2. Binukleární reakce**

- Binukleární reakce schématicky popisuje rovnice



kde  $X$  je terčové jádro,  $x$  je aktivující částice,  $Y$  je výsledné jádro a  $y$  je emitovaná částice. Nově vytvořené jádro  $Y$  může být buď stabilní nebo radioaktivní.

- Binukleární reakce lze dále dělit podle použité částice  $x$  ( $\alpha$ ,  $p$ ,  $n$ ,  $\gamma$ ).

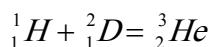
**Štěpná reakce** - terčové jádro těžkého prvku se po zásahu neutronem rozštěpí na dvě poměrně velká jádra za vývoje velkého množství energie. Uvolněné neutrony mohou štěpit další jádra.



- Řízená štěpná reakce probíhá v reaktorech jaderných elektráren, neřízená při výbuchu jaderné bomby.
- **Reaktory** – zařízení, v nichž probíhají řízené štěpné reakce. Dělí se na homogenní nebo heterogenní podle toho, zda je štěpný materiál ve formě homogenní směsi smíšen s moderátorem, nebo zda palivo a moderátor jsou od sebe odděleny. Moderátory jsou

materiály, které snižují kinetickou energii neutronů a pohlcují přebytečné neutrony (např. grafit, těžká voda).

**Jaderná fúze** - reakce, při které vzniká ze dvou jader lehčích jedno jádro těžší.



- Reakce jsou silně **exoergické** a za standardních podmínek samovolně neprobíhají. Proces může probíhat, pokud se částice zahřejí na teplotu  $10^7$  až  $10^9$  K. Proto se tyto reakce označují jako **termonukleární**. Probíhají v nitru hvězd.



## Shrnutí



*Jaderné reakce jsou procesy vedoucí k přeměnám atomových jader. Podle počtu reagujících častic se dělí na mononukleární a binukleární. K prvně jmenovaným se řadí radioaktivita – samovolný rozpad atomových jader za současné emise radioaktivního záření. Podle typu častic emitovaného záření rozlišujeme radioaktivní přeměny alfa, beta a gama. Radioaktivní přeměny se řídí jednoduchým časovým zákonem, jejich rychlosť je možné charakterizovat poločasem rozpadu. Radioaktivní přeměny neprobíhají izolovaně, nýbrž v řadách na sebe navazujících reakcí – rozpadových řadách. Samotné radioizotopy mají rozsáhlé využití v lékařství, biochemii, biologii, analytické chemii, geologii i archeologii. Základními typy binukleárních reakcí jsou štěpné reakce a jaderné fúze. Řízené štěpné reakce probíhají v reaktorech jaderných elektráren, neřízená štěpná reakce je podstatou atomové bomby.*



## Otázky k opakování



6. Uveďte, jaká kriteria musí splňovat správný zápis rovnice jaderné reakce?

7. Prvek aktinium  ${}^{227}\text{Ac}$  je přirozeným  $\beta^-$  zářičem. Jeho rozpadem vzniká:  
a)  ${}^{234}\text{Th}$       b)  ${}^{234}\text{Pa}$       c)  ${}^{227}\text{Th}$       d)  ${}^{227}\text{Pa}$       e)  ${}^{235}\text{U}$

8. Jaký nuklid vznikne jadernou reakcí:  ${}_{12}^{24}\text{Mg} + {}_0^1n = {}_1^1H + \dots$

9. Radioaktivní záření beta mínus je:

- |                             |                    |
|-----------------------------|--------------------|
| a) proud heliových jader    | c) tok pozitronů   |
| b) elektromagnetické záření | d) proud elektronů |

10. Tři přirozené radioaktivní rozpadové řady končí:

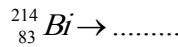
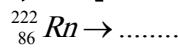
- a) stabilním izotopem Pb
- b) stabilním izotopem Bi
- c) deuteriem
- d) izotopem  $^{14}\text{C}$

11. Tvrzení „Vyzářením alfa záření při radioaktivním rozpadu prvku se protonové číslo zmenší o 2 a nukleonové číslo zmenší o 4“ je:

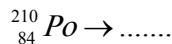
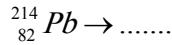
- a) nesprávné, protože se prvek nemění,
- b) správné, protože alfa záření je proud heliových jader,
- c) správné, protože alfa záření je pouze proud protonů,
- d) nesprávné, protože se protonové číslo o jednotku zvětší.

12. Napište produkty přeměn jader:

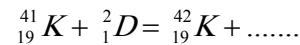
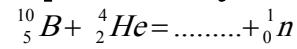
a) rozpadem  $\alpha$



b) rozpadem  $\beta^-$



13. Doplňte následující rovnice:



## Výklad



### 3.4. Elektronový obal

- Jedná se o složitý systém elektronů existující kolem atomového jádra. O vysvětlení jeho struktury se pokusili *E Rutherford* (1911) a *N Bohr* (1913).
- Rutherfordův **planetární model atomu** předpokládá, že se elektrony pohybují kolem jádra po kružnicích, jejichž poloměr je určen pouze podmínkou rovnosti dostředivé a odstředivé síly. Nepřetržité vyzařování energie, doprovázející pohyb elektronu, by však vedlo k zániku atomu.
- **Bohrův model atomu** doplňuje planetární model předpokladem, že se elektrony pohybují po stacionárních kruhových drahách bez vyzařování energie. Energie elektronu se může měnit jen při přechodu z jedné stacionární dráhy na druhou a to pouze po určitých dávkách – **kvantech**.

- Současné představy o stavbě elektronového obalu vytvořila **kvantová mechanika**.

### 3.4.1. Základní teze kvantové mechaniky

- Energie mikročastic je v určitých případech (např. energie elektronu v atomu) **kvantována** a může nabývat pouze určitých hodnot, zatímco energie makroskopických těles se může měnit spojité.
- Mikročástice se vyznačují **korpuskulárně – vlnovým dualismem** (L. de Broglie, 1924): při některých dějích se chovají jako hmotné částice nepatrných rozměrů (korpuskule), výklad jiných dějů vyžaduje matematický popis odpovídající popisu vlnění:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

kde  $h$  je Planckova konstanta ( $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$  Js),  $m$  je hmotnost a  $v$  je rychlosť částice.

- U mikročastic vzhledem k platnosti **principu neurčitosti** (W. Heisenberg, 1926) není možné současně přesně stanovit jejich hybnost a polohu:

$$\Delta x \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi}$$

kde  $\Delta x$  a  $\Delta p_x$  jsou neurčitosti při udání polohy a hybnosti ve směru osy x,  $h$  je Planckova konstanta.

- **Důsledek:** pro elektrony v atomu proto nelze naměřit ani vypočítat přesné dráhy a rychlosti a je nutno se omezit na pravděpodobnostní popis.

### 3.4.2. Kvantově mechanický model atomu

- Chování elektronu v elektrostatickém poli atomového jádra se popisuje **vlnovou funkcí  $\Psi$**  (psí). Tato funkce se získává řešením stacionární Schrödingerovy rovnice (E. Schrödinger, 1926). Zároveň se řešením Schrödingerovy rovnice získají hodnoty energie, příslušející jednotlivým stacionárním stavům.
- Vlnová funkce  $\Psi$  nabývá reálných hodnot pro různé kombinace **kvantových čísel  $n, l, m$** .
- **Význam vlnové funkce:** druhá mocnina její absolutní hodnoty  $|\Psi|^2$  je rovna hustotě pravděpodobnosti výskytu elektronu v daném místě.
- Prostor, v němž se předpokládá výskyt elektronu s pravděpodobností 90 – 95 %, se nazývá **orbital**.

### 3.4.3. Kvantová čísla

- Orbitalový model elektronového obalu předpokládá, že každý elektron v atomu se pohybuje nezávisle na ostatních v kulově symetrickém poli jádra a zbylých elektronů. Stav elektronu se pak popisuje pomocí **atomového orbitalu (AO)**, který je charakterizován třemi **kvantovými čísly** ( $n, l, m$ ).

**Hlavní kvantové číslo (n)** – určuje energii orbitalu a nabývá celočíselných hodnot od 1 do nekonečna.

- Elektrony se stejným hlavním kvantovým číslem tvoří **elektronovou vrstvu (sféru)**.
- Vnější elektronová vrstva, která disponuje nejvyšší energií se označuje jako **valenční**. Elektrony obsazující tuto vrstvu jsou **valenční elektrony**.

**Tab. III** Označení jednotlivých elektronových vrstev.

<b>n</b>	1	2	3	4	5	6	7
<b>vrstva</b>	<b>K</b>	<b>L</b>	<b>M</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>P</b>	<b>Q</b>

**Vedlejší kvantové číslo (l)** – určuje tvar orbitalu a současně upřesňuje energii elektronu. Nabývá celočíselných hodnot od 0 do ( $n - 1$ ).

- Orbitaly, které mají stejná hlavní i vedlejší kvantové číslo, mají stejnou energii. Takové orbitaly se označují jako **degenerované**.
- V rámci jedné vrstvy roste energie orbitalů (a tedy i elektronů v nich) se stoupajícím  $l$ .
- V praxi se místo číselné hodnoty vedlejšího kvantového čísla používá symbolů s, p, d, f, g, h, atd.

**Tab. IV** Označení jednotlivých typů atomových orbitalů.

<b>l</b>	0	1	2	3
<b>orbital</b>	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>

**Magnetické kvantové číslo (m)** – určuje vzájemnou orientaci orbitalů a nabývá hodnot od  $-l$  do  $+l$ .

- Prakticky určuje počet orbitalů daného typu.

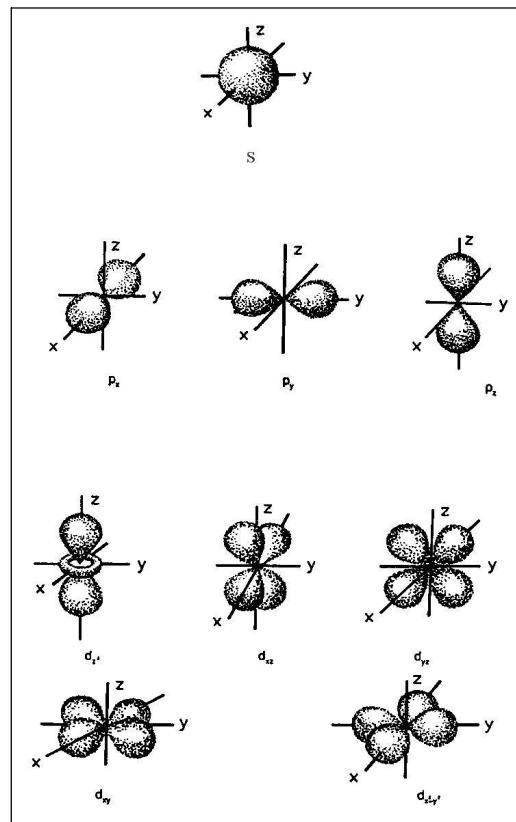
Celkem existuje:

- jeden orbital typu **s**
- tři orbitaly typu **p**
- pět orbitalů typu **d**
- sedm orbitalů typu **f**

**Obr. 3-8** Prostorové tvary atomových orbitalů.

**Spinové kvantové číslo (s)** - týká se pouze elektronu, určuje jeho rotační impuls, tzv. spin.

- Nabývá hodnot:  $+1/2$  a  $-1/2$ .
- Dva elektrony opačného spinu tvoří v též orbitalu elektronový pár.



#### 3.4.4. Pravidla pro zaplňování orbitalů elektryny

Obsazování jednotlivých orbitalů elektryny (tzv. **elektronová konfigurace**) se řídí následujícími základními pravidly:

**Výstavbový princip** - jednotlivé orbitaly se zaplňují elektryny postupně podle rostoucí energie. Pořadí atomových orbitalů podle energie vystihuje **pravidlo n + 1**.

**Pravidlo n + 1:** ze dvou orbitalů má nižší energii ten, který má nižší součet kvantových čísel **n + l**. Při stejném součtu má nižší energii orbital s menší hodnotou hlavního kvantového čísla **n**.

**Příklad:**

V jakém pořadí se zaplňují elektryny orbitaly 3p, 3d, 4s a 4p?

Součet ( $n + l$ ) pro jednotlivé orbitaly:  
 $3p = 3 + 1 = \textcolor{red}{4}$   
 $3d = 3 + 2 = \textcolor{red}{5}$   
 $4s = 4 + 0 = \textcolor{red}{4}$   
 $4p = 4 + 1 = \textcolor{blue}{5}$

Orbitaly budou zaplňovány elektryny v pořadí: **3p, 4s, 3d, 4p**.

- Atomové orbitaly se zaplňují v pořadí:

**1s-2s-2p-3s-3p-4s-3d-4p-5s-4d-5p-6s-4f-5d-6p-7s-5f-**

**Pauliho princip** (W. Pauli, 1925) - každý orbital může být obsazen nejvýše dvěma elektryny, které se liší spinovým kvantovým číslem.

**Hundovo pravidlo** (F. Hund, 1925) - Orbitaly se stejnou energií (degenerované orbitaly) se obsazují nejprve všechny jedním elektronem shodného spinu, teprve pak se tvoří elektronové páry.

- Při zapisování elektronové konfigurace se počet elektronů píše jako exponent. Pro větší přehlednost se častěji používá zkrácený zápis pomocí elektronové konfigurace nejbližšího předcházejícího vzácného plynu.

*Příklad:*

Fosfor má protonové číslo 15. Jeho elektronový obal je tedy tvořen 15 elektryny. 12 z nich zcela zaplní orbitaly v pořadí 1s, 2s, 2p, 3s. Zbyvající 3 elektryny budou umístěny v souladu s Hundovým pravidlem do orbitalů 3p. Elektronovou konfiguraci fosforu vyjadřuje úplný zápis

**P: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>**

Využijeme-li nejbližšího předcházejícího vzácného plynu (Ne), lze použít zkráceného zápisu

**P: [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>**



**Shrnutí**



*Elektronový obal je složitý systém elektronů existující kolem atomového jádra. Současné představy o jeho stavbě, které se omezují na pravděpodobnostní popis, vytvořila kvantová mechanika. Chování elektronu se v kvantové mechanice popisuje vlnovou funkcí  $\Psi$ . Druhá mocnina její absolutní hodnoty je rovna hustotě pravděpodobnosti výskytu elektronu v daném místě. Prostor s největší pravděpodobností výskytu elektronu se nazývá orbital. Stav elektronu v atomu je určován hodnotami čtyř kvantových čísel: hlavního, vedlejšího, magnetického a spinového. Zaplnování jednotlivých orbitalů elektryny se řídí třemi základními pravidly: výstavovým principem, Pauliho principem a Hundovým pravidlem.*



## Otázky k opakování



14. Kolik orbitalů typu  $s$  se nachází v každé elektronové vrstvě:  
a) jeden                  b) dva                  c) tři                  d) čtyři                  e) pět

15. Kolik orbitalů  $d$  se nachází ve druhé a čtvrté elektronové vrstvě?

16. Určete, kolik elektronů je potřeba k úplnému obsazení orbitalů třetí vrstvy.  
a) 8                  b) 10                  c) 12                  d) 16                  e) 18

17. S pomocí periodické tabulky určete elektronovou konfiguraci fluoru.

18. S pomocí periodické tabulky určete elektronovou konfiguraci iontu  $S^{2-}$ .

19. S pomocí periodické tabulky určete elektronovou konfiguraci iontu  $Ca^{2+}$ .

20. Mezi uvedenými elektronovými konfiguracemi najděte tu, která odpovídá iontu  $Mn^{2+}$ .  
a)  $[Ar] 3d^3 4s^2$                   c)  $[Ar] 3d^5$   
b)  $[Xe] 4f^7 6s^2$                   d)  $[Xe] 4f^9$

21. Určete, v jakém pořadí jsou zaplňovány orbitaly  $3p$ ,  $3d$ ,  $4s$  a  $4p$  elektrony?



## Řešení



1. Protonové číslo mědi:  $Z = 29$ . Pokud  $A = 65$ , pak  $p = 29$ ,  $e = 29$ ,  $n = 36$
2. c
3. d
4. Protonové číslo fluoru:  $Z = 9$ , nukleonové číslo  $A = 19$ . Anion  $F^-$  má 1 elektron navíc.  
 $p = 9$ ,  $n = 10$ ,  $e = 10$
5. Doplněná tabulka má tvar:

Název prvku	Z	A	Počet		
			protonů	elektronů	neutronů
helium	2	3	2	2	1
křemík	14	30	14	14	16
cín	50	117	50	50	67
stroncium	38	88	38	38	50
ollovo	82	208	82	82	126

6. Součet protonových a nukleonových čísel prvků na levé i pravé straně rovnice musí být stejný.
7. c
8. Vznikne  $^{24}\text{Na}$ .
9. d
10. a
11. b
12. a)
  - $^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow ^{218}_{84}\text{Po} + {}_2^4\alpha$
  - $^{214}_{83}\text{Bi} \rightarrow ^{210}_{81}\text{Tl} + {}_2^4\alpha$
  - b)  $^{214}_{82}\text{Pb} \rightarrow ^{214}_{83}\text{Bi} + {}_{-1}^0e$
  - $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{210}_{85}\text{At} + {}_{-1}^0e$
13. Doplněné rovnice mají tvar:

  - $^{10}_5\text{B} + {}_2^4\text{He} = ^{13}_7\text{N} + {}_0^1n$
  - $^{41}_{19}\text{K} + {}_1^2D = ^{42}_{19}\text{K} + {}_1^1H$

14. a
15. Ve druhé vrstvě orbitaly d neexistují. Ve čtvrté vrstvě se nachází 5 orbitalů d.
16. e
17. F:  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$
18.  $\text{S}^{2-}$ :  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
19.  $\text{Ca}^{2+}$ :  $[\text{Ar}] 4s^0$
20. c
21. Součet ( $n+l$ ) pro jednotlivé orbitaly je:  $3p = 4$ ,  $3d = 5$ ,  $4s = 4$ ,  $4p = 5$ . Při stejné hodnotě ( $n+l$ ) rozhoduje nižší hodnota hlavního kvantového čísla. Správné pořadí:  $3p, 4s, 3d, 4p$ .

## 4. Chemická vazba



### Studijní cíle



- S využitím představ kvantové mechaniky umět vysvětlit principy vzniku kovalentní, koordinačně kovalentní a kovové vazby.
- Pochopit rozdíly mezi jednotlivými typy kovalentních vazeb.
- Na základě hodnot elektronegativit vázaných prvků umět rozhodnout, zda je daná vazba nepolární, polární nebo iontová.
- Vědět, jaké veličiny slouží k charakterizaci chemické vazby.
- Umět vysvětlit, jaké vazebné interakce se uplatňují mezi molekulami látek.
- Na konkrétních příkladech molekul látek umět stanovit typy vazebních interakcí.



### Obsah



- 4.1. Kovalentní vazba
- 4.2. Koordinačně kovalentní vazba
- 4.3. Kovová vazba
- 4.4. Parametry chemické vazby
- 4.5. Mezimolekulové přitažlivé síly



### Výklad



#### 4.1. Kovalentní vazba

- Jedná se o vazbu mezi atomy stejných nebo různých prvků.
- Počet kovalentních vazeb, které z atomu vycházejí, určuje jeho **vaznost**.
- Kovalentní vazba má **směrový charakter** daný rozložením orbitalů v prostoru. Směrovost vazby je vyjadřována **vazebnými úhly**.

- **Vazebný úhel** svírají spojnice daného atomu se dvěma sousedními atomy.
- Kovalentní vazba vzniká překrytím valenčních atomových orbitalů slučovaných prvků, které jsou zaplněny jedním elektronem. Výsledkem překryvu je vznik systému s jinou konfigurací elektronů, který vykazuje nižší energii oproti původním izolovaným atomům. Elektrony jsou v tomto systému umístěny v tzv. **molekulových orbitalech**.
- **Molekulové orbitaly (MO)** jsou orbitaly vícejaderné – elektrony, které je obsazují, jsou sdíleny (přitahovány) současně atomovými jádry vázaných atomů.
- Celkový počet molekulových orbitalů je vždy roven počtu atomových orbitalů, které se na překryvech podílejí.

*Příklad:*

Překryvem dvou atomových orbitalů vznikají dva molekulové orbitaly (MO). Molekulový orbital s nižší energií než původní atomové orbitaly, se označuje jako **vazebný** MO. Druhý molekulový orbital s energií vyšší než je v případě atomových orbitalů, představuje **protivazebný** MO.

Obsadí-li elektrony pouze vazebný MO, má vzniklý systém nižší energii – **vzniká** chemická vazba (např. H<sub>2</sub>)

Je-li obsazen elektrony i protivazebný MO, nemá vzniklý systém nižší energii – chemická vazba **nevzniká** (např. He).

- Obsazování molekulových orbitalů elektrony se řídí **stejnými pravidly** (výstavbový princip, Pauliho princip, Hundovo pravidlo) jako obsazování atomových orbitalů.
- Na základě prostorového uspořádání a symetrie rozlišujeme molekulové orbitaly typu **σ** (sigma), **π** (pí), **δ** (delta).

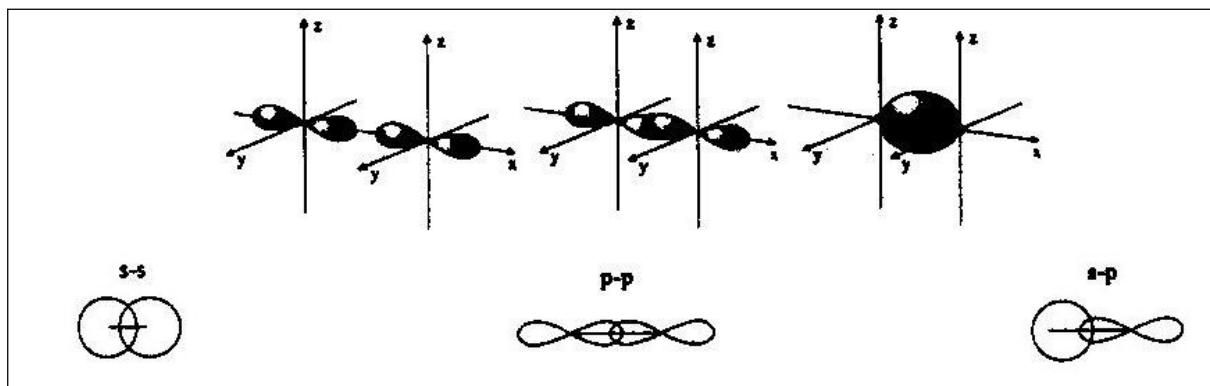
#### 4.1.1. Typy kovalentní vazby.

Podle rozložení hustoty výskytu vazebních elektronových párů mezi jádry vázaných atomů rozlišujeme následující typy kovalentní vazby:

**Vazba typu σ** – je tvořena vazebními molekulovými **σ**-orbitaly.

- Pravděpodobnost výskytu elektronu je největší na spojnici jader vázaných atomů.
- Vazebné **σ**-orbitaly jsou prostorově charakteristicky orientovány a určují základní tvar molekuly.
- Vazba uvedeného typu tvoří **jednoduchou kovalentní vazbu**.

**Obr. 4-1** Vznik vazby typu  $\sigma$



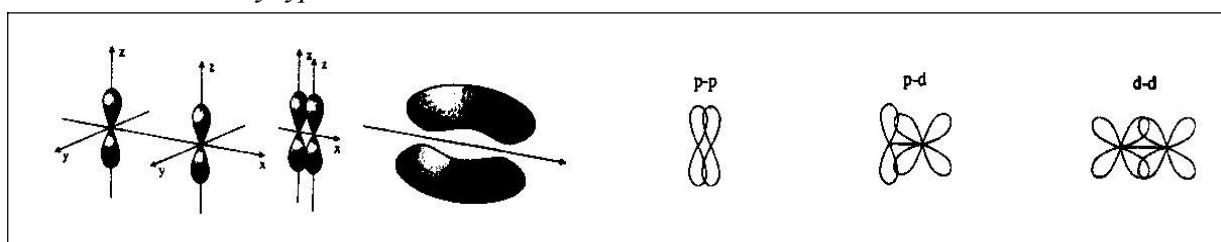
**Vazba typu  $\pi$**  – je realizována vazebnými molekulovými  $\pi$ -orbitaly.

- Oblast maximální pravděpodobnosti výskytu elektronu leží mimo spojnice jader vázaných atomů.
- Vazba  $\pi$  je součástí **násobných kovalentních vazeb**:

**Dvojná vazba** je tvořena jednou vazbou typu  $\sigma$  a jednou vazbou typu  $\pi$  (např. O<sub>2</sub>).

**Trojná vazba** je složena z jedné vazby typu  $\sigma$  a dvou vazeb typu  $\pi$  (např. N<sub>2</sub>).

**Obr. 4-2** Vznik vazby typu  $\pi$ .



**Vazba typu  $\delta$**  – vzniká kombinací atomových orbitalů typu **d**, které se překrývají na čtyřech místech.

- Pravděpodobnost výskytu elektronu je největší v oblasti mimo spojnice jader vázaných atomů.
- Tato vazba je slabší než vazba typu  $\pi$  nebo  $\sigma$  a vyskytuje se např. v kovových krystalech.

#### 4.1.2. Polarita kovalentní vazby

Různé atomy prvků přitahují valenční elektrony kovalentní vazby různě silně, což je způsobeno jejich rozdílnou **elektronegativitou**.

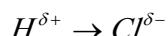
**Elektronegativita (X)** – empiricky nalezené číslo vyjadřující schopnost atomu přitahovat valenční elektrony kovalentní vazby.

- Dosahuje hodnot od 0,7 u Fr po 4,0 u F.
- Hodnoty elektronegativit jednotlivých prvků jsou uvedeny v periodické tabulce.
- U vazeb mezi atomy s rozdílnou elektronegativitou je vazebný MO (a tedy i vazebný elektronový pár) posunut na stranu atomu s větší elektronegativitou.
- Podle rozdílu elektronegativit ( $\Delta X$ ) mezi vázanými atomy prvků dělíme kovalentní vazbu na **nepolární, polární a iontovou**.

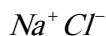
**Nepolární vazba** ( $\Delta X \leq 0,4$ ) – Vazebný MO leží uprostřed mezi vázanými atomy.

- Jde o vazbu mezi atomy stejných prvků (např. H<sub>2</sub>) nebo atomy prvků s málo odlišnou elektronegativitou (např. CH<sub>4</sub>).

**Polární vazba** ( $0,4 < \Delta X \leq 1,7$ ) – vazebný MO je posunut na stranu atomu s větší elektronegativitou (např. HCl). Důsledkem je vznik **parciálních** (necelistvých) **nábojů** na atomech obou vázanych prvků.



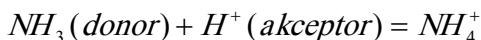
**Iontová vazba** ( $\Delta X > 1,7$ ) – extrémně polární kovalentní vazba. Vazebný MO je téměř úplně posunut na stranu atomu s větší elektronegativitou. Důsledkem je vznik opačně nabitéh **iontů**.



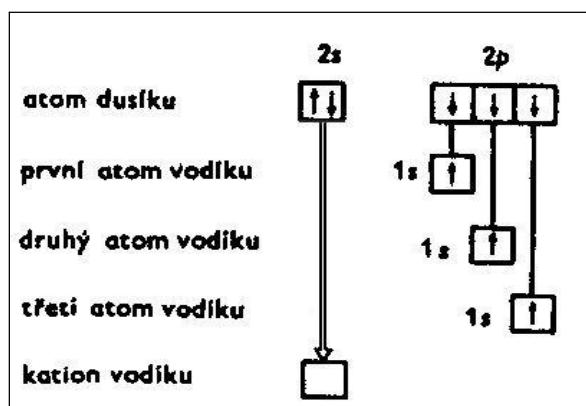
## 4.2. Koordinačně kovalentní vazba

- Vzniká překrytím atomového orbitalu plně obsazeného elektronovým párem s prázdným (vakantním) atomovým orbitalem.
- Atom poskytující vazebný orbital obsazený elektronovým párem se označuje jako **donor**, atom podílející se na vazbě vakantním orbitalem je **akceptor**.
- Koordinačně kovalentní vazba bývá označována jako **vazba donor – akceptorová**.
- Tento typ vazby má stejné vlastnosti jako vazba kovalentní.

*Příklad:*



Ve vzniklému amonném iontu jsou NH<sub>4</sub><sup>+</sup> jsou všechny čtyři vazby N-H zcela rovnocenné a nelze určit, která z nich vznikla jako koordinačně kovalentní.

*Obr. 4-3 Rámečkový diagram vzniku amonného kationtu.*

- Reakce mezi donorem a akceptorem elektronového páru se nazývá **koordinace**. Produkty této reakce se označují jako **koordinační sloučeniny** (komplexy).

### 4.3. Kovová vazba

- Existuje jen u kovů v tuhém a částečně kapalném skupenství.
- Její podstatou je vzájemné překrývání valenčních orbitalů každého atomu s obdobnými orbitaly všech sousedních atomů.
- **Výsledek** – vznik velkého souboru nových, výrazně delokalizovaných molekulových orbitalů, které dohromady vytvářejí **energetické pásy** s prakticky spojitými hodnotami energie.
- Kovová vazba je tvořena jen vazbami typu  $\pi$  a  $\delta$ , aniž by vznikaly orientované vazby typu  $\sigma$ .
- **Důsledek:** je potlačen směrový charakter kovalentní vazby, prostorové uspořádání atomů v kovu je ovlivněno hlavně **geometrickými faktory**.
- Při spojování atomů kovovou vazbou **neplatí** zákony chemického slučování.

### 4.4. Parametry chemické vazby

Chemické vazby lze charakterizovat prostřednictvím **vazebné energie** a **délky vazby**.

**Vazebná (disociační) energie ( $E_D$ )** – energie potřebná k rozštěpení vazby a oddálení vázaných atomů do nekonečné vzdálenosti.

- Jedná se zároveň o energii, která se uvolní při vzniku vazby.
- Vyjadřuje se v jednotkách **eV** nebo **kJ/mol**.
- Čím větší je hodnota vazebné energie, tím je daná vazba pevnější. S rostoucí násobností vazby vazebná energie roste.

**Délka vazby ( $r_0$ )** – vzdálenost atomových jader odpovídající minimální energii soustavy.

- Čím je vazba kratší, tím má větší energii a je pevnější. S rostoucí násobností vazby se její délka zkracuje.
- Vyjadřuje se v jednotkách **nm** nebo **pm**.

**Tab. V Energie a délka některých vazeb**

Vazba	Energie (eV)	Délka (pm)
C–C	3,6	154
C=C	6,3	133
C≡C	8,7	121
N–N	1,7	147
N=N	3,9	124
N≡N	9,8	110

## 4.5. Mezimolekulové přitažlivé síly

- Mezimolekulové přitažlivé síly ovlivňují vlastnosti celého souboru molekul – molekulové látky.
- Spojování molekul prostřednictvím mezimolekulárních sil na kapalné nebo tuhé molekulové látky se neřídí zákony chemického slučování, ani při něm nedochází k chemickým přeměnám.
- Podle povahy a pevnosti rozdělujeme mezimolekulové síly na **síly van der Waalsovy** a na **vodíkové vazby**.

### 4.5.1. Van der Waalsovy síly

- Tyto síly jsou asi desetkrát slabší než kovalentní vazby, které působí mezi atomy v molekule.
- Jejich původ se vysvětluje podle toho, zda se jedná o molekuly polární nebo nepolární. Podstatou je však vždy přitažlivé elektrostatické působení mezi molekulami.
- **Polární molekuly** – orientují se tak, aby se navzájem přiblížily opačně nabitými póly, jimiž se přitahují.
- **Polární a nepolární molekula** – účinkem polární molekuly se v nepolární molekule indukuje dipól, který pak působí na polární molekulu.

- **Nepolární molekuly** – jsou přitahovány disperzními silami. Jejich vznik se vysvětluje tvorbou okamžitých dipólů jako důsledek neustálého oscilačního pohybu elektronového obalu vůči jádru.

#### 4.5.2. Vodíková vazba

- Vyskytuje se u silně polárních molekul, v nichž je vodík vázán na atom fluoru, kyslíku, dusíku resp. chloru.
- **Princip vodíkové vazby** - vodík vázaný polární kovalentní vazbou s atomem X vstupuje do vazebné interakce s dalším atomem X (v sousední molekule), který má velkou elektronegativitu a obsahuje volný elektronový pár.



- Energie vodíkové vazby se pohybuje v rozmezí **10 až 40 kJmol<sup>-1</sup>**.
- Vodíková vazby **zvyšuje** celkové mezimolekulové působení - sloučeniny s podílem této vazby vykazují **vyšší teploty tání a varu**.



Shrnutí



Jako chemická vazba jsou označovány vazebné síly, které působí mezi atomy. Základ všech vazeb spočívá ve společném sdílení nebo předávání vazebních elektronů příslušnými částicemi. Podmínkou pro vznik chemické vazby je vhodné uspořádání valenčních elektronů a dostatečná energie, kterou musí mít slučované atomy. Energie, která se uvolní při vzniku vazby, se označuje jako vazebná energie. Základními typy vazeb jsou vazby kovalentní, koordinačně kovalentní a kovové. Podle prostorového uspořádání vazebních elektronů rozlišujeme vazby typu  $\sigma$ ,  $\pi$  a  $\delta$ . Schopnost poutat vazebné elektronové páry při vzniku chemické vazby je u různých atomů rozdílná. Mírou této schopnosti je elektronegativita prvků. Hodnoty elektronegativit nám umožňují rozlišovat charakter chemických vazeb a předpovídat vlastnosti látek.

Mezi molekulami se uplatňují tzv. slabé vazebné interakce. Jedná se o van der Waalsovy síly nebo vodíkové vazby. Jejich podstatou jsou přitažlivé elektrostatické síly působící buď mezi molekulovými dipóly nebo mezi silně polárními molekulami některých molekulových hydridů.



## Otázky k opakování



1. Elektronegativita je:

- a) schopnost atomu měnit intenzitu elektrického proudu
- b) míra schopnosti přitahovat elektrony sdílené jiným atomem
- c) energie potřebná k odtržení elektronu
- d) schopnost atomu tvořit kationty

2. V molekule fluorovodíku se uplatňuje vazba:

- a) polární kovalentní
- b) nepolární kovalentní
- c) kovová
- d) iontová
- e) koordinační
- f) van der Waalsova

3. Mezi atomy kyslíku v molekule O<sub>2</sub> působí:

- a) jednoduchá kovalentní vazba
- b) dvojná kovalentní vazba
- c) trojná kovalentní vazba
- d) iontová vazba

4. Určete, která sloučenina **netvorí** vodíkové vazby.

- a) voda
- b) amoniak
- c) fluorovodík
- d) methan

5. K uvedeným sloučeninám přiřaďte typ vazby správnou kombinací písmen.

- |               |                |                     |   |                    |
|---------------|----------------|---------------------|---|--------------------|
| A) CsCl       | B) Mg          | C) H <sub>2</sub> S | D) [Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup> | E) CH <sub>4</sub> |
| a) kovalentní | b) koordinační | c) kovová           | d) polární kovalentní                                 | e) iontová         |

6. Charakterizujte typ vazby v molekule chloridu lithného.

- a) kovalentní
- b) koordinační
- c) iontová
- d) vodíková

7. Vaznost atomu určuje:

- a) počet vodíkových vazeb, které atom tvoří
- b) počet kovalentních vazeb, které z něho vycházejí
- c) počet iontů vzniklých z atomu
- d) počet iontových vazeb, které atom může vytvořit

8. Vyberte trojici molekul, ve kterých se kromě vazeb  $\sigma$  vyskytují také vazby  $\pi$ .

- a) NH<sub>3</sub>, HCl, H<sub>2</sub>
- b) CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>
- c) HF, Cl<sub>2</sub>, HI
- d) CO<sub>2</sub>, HCN, N<sub>2</sub>

9. Určete, zda v některých z uvedených sloučenin je iontová vazba: CaO, Br<sub>2</sub>, KF, HBr, RbCl, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, N<sub>2</sub>, NaCl.

10. Porovnejte znakem nerovnosti pevnost jednoduché, dvojná a trojná vazby mezi atomy dusíku. Využijte údajů v Tab. V.



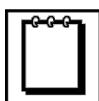
## Řešení



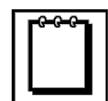
1. b
2. a
3. b
4. d
5. Ae, Bc, Cd, Db, Ea
6. c
7. b
8. d

9. U iontové vazby je rozdíl elektronegativit vázaných prvků  $\Delta X > 1,7$ . Tuto podmínu splňují tyto sloučeniny: **CaO, KF, RbCl** a **NaCl**.

10. Chemická vazba je tím pevnější, čím je kratší a čím větší je její vazebná energie. Z tabulky 4-1 pro pevnost vazeb mezi atomy dusíku plyne: **N—N < N=N < N≡N**.



## Poznámka



V případě chybných odpovědí si znova pozorně prostudujte **kapitoly 4.1. až 4.5.**

## 5. Periodická soustava prvků



### Studijní cíle



- Seznámit se s periodickou soustavou prvků v tzv. dlouhé úpravě.
- Ujasnit si souvislosti mezi stavbou elektronového obalu a umístěním prvků v periodickém systému.
- Porozumět rozdělení prvků podle elektronové konfigurace na bloky s, p, d, f – prvků.
- Pochopit a umět využívat základní pravidla, vyplývající z postavení prvku v periodickém systému:
  - odvodit počet valenčních elektronů,
  - určit základní hodnoty oxidačních čísel,
  - rozdělit prvky na kovy a nekovy,
  - znát, jak se mění hodnoty elektronegativit v periodách a skupinách,
  - určit acidobazický charakter oxidů.



### Obsah



- 5.1. Periodický zákon
- 5.2. Periodická soustava
- 5.3. Periodicitu vlastností prvků



### Výklad



#### 5.1. Periodický zákon

- Odvodil jej poprvé *D. I. Mendělejev* (1869), jeho současná formulace zní:

Fyzikální a chemické vlastnosti prvků a jejich sloučenin jsou periodickou funkcí jejich protonových čísel.

- Grafickým vyjádřením tohoto zákona je **periodická soustava prvků**.
- Periodicitu vlastností prvků úzce souvisí se stavbou jejich elektronových obalů.  
O chemických vlastnostech prvků rozhoduje především konfigurace vnější – **valenční** – elektronové vrstvy.

## 5.2. Periodická soustava

- Periodická soustava prvků je rozdělena do vodorovných řad a svislých sloupců. Vodorovné řady se nazývají **periody**, svislé sloupce **skupiny**.

*Obr. 5-1 Periodická soustava prvků*

skupina	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I.	II.											III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
perioda	1 H																	2 He
	2 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
	3 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
	4 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
	5 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
	6 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
	7 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						
	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

Legend:

- vodík
- alkalické kovy
- kovy alkalických zemin
- kovy

**Periody** – dlouhá periodická tabulka jich obsahuje 7.

- Číslo periody se shoduje s hlavním kvantovým číslem orbitalu **s**, který se v ní začíná zaplňovat elektrony.
- Každá perioda začíná prvkem, jehož jeden valenční elektron naplňuje orbital **s**, a končí prvkem se zcela zaplněnými orbitaly **p**.
- Výjimku tvoří první perioda – valenční elektrony zaplňují pouze orbital **1s**.

**Skupiny** – periodická soustava jich má celkem 18.

- Skupiny tzv. **nepřechodných prvků** (**s** a **p** prvků) jsou navíc označena římskými číslicemi I až VIII – číslice udávají počet valenčních elektronů.
- Skupinu tvoří prvky se stejným počtem valenčních elektronů – prvky tedy mají **podobné chemické vlastnosti**.

## Chemie I – Průvodce studiem

- Pro některé skupiny prvků, případně jejich části, se používají tzv. **skupinové názvy**. Jejich přehled uvádí následující tabulka.

**Tab. VI** Přehled skupinových názvů

Skupinový název	Prvky
<b>Alkalické kovy</b>	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
<b>Kovy alkalických zemin</b>	Ca, Sr, Ba, Ra
<b>Chalkogeny</b>	O, S, Se, Te, Po
<b>Halogeny</b>	F, Cl, Br, I, At
<b>Vzácné plyny</b>	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

### 5.2.1. Klasifikace prvků podle elektronové konfigurace

Na základě elektronové konfigurace prvky dělíme na:

**s-prvky**: prvky, jejichž valenční elektrony zaplňují orbitaly **s** ve vrstvě **n**.

- Patří sem prvky 1. a 2. skupiny a He.
- Ve sloučeninách vystupují tyto prvky v stabilních oxidačních číslech I., respektive II. (kromě He).
- S výjimkou H a He se jedná o **kovové prvky**.
- Kovy mají nízké hodnoty elektronegativit, jsou značně reaktivní.
- V reakcích vystupují jako **redukční činidla**.

skupina	1	2
I.	II.	
perioda	<sup>1</sup> H	
	<sup>2</sup> Li	<sup>4</sup> Be
	<sup>3</sup> Na	<sup>12</sup> Mg
	<sup>19</sup> K	<sup>20</sup> Ca
	<sup>37</sup> Rb	<sup>38</sup> Sr
	<sup>55</sup> Cs	<sup>56</sup> Ba
	<sup>87</sup> Fr	<sup>88</sup> Ra

**p-prvky**: prvky, které doplňují valenční elektrony do orbitalů **p** ve vrstvě **n**.

- Patří sem prvky 13. až 18. (kromě He).
- Jedná se o nekovy, polokovy a kovy.
- Prvky mají poměrně stálá oxidační čísla. Pokud se tato čísla mění, pak nejčastěji o dvě jednotky (např. C: II, IV nebo Cl: I, III, V, VII).
- Prvky **s a p** se souhrnně označují jako **nepřechodné prvky**.

13	14	15	16	17	18
III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
				<sup>2</sup> He	
<sup>5</sup> B	<sup>6</sup> C	<sup>7</sup> N	<sup>8</sup> O	<sup>9</sup> F	<sup>10</sup> Ne
<sup>13</sup> Al	<sup>14</sup> Si	<sup>15</sup> P	<sup>16</sup> S	<sup>17</sup> Cl	<sup>18</sup> Ar
<sup>31</sup> Ga	<sup>32</sup> Ge	<sup>33</sup> As	<sup>34</sup> Se	<sup>35</sup> Br	<sup>36</sup> Kr
<sup>49</sup> In	<sup>50</sup> Sn	<sup>51</sup> Sb	<sup>52</sup> Te	<sup>53</sup> I	<sup>54</sup> Xe
<sup>81</sup> Tl	<sup>82</sup> Pb	<sup>83</sup> Bi	<sup>84</sup> Po	<sup>85</sup> At	<sup>86</sup> Rn

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
---	---	---	---	---	---	---	----	----	----

**d-prvky:** prvky, jejichž valenční elektrony zaplňují orbitaly typu **d** ve vrstvě (**n - 1**). Ve vrstvě **n** jsou elektrony zaplněny pouze orbitaly typu **s**.

- Patří sem prvky 3. až 12. skupiny. Tyto prvky jsou kovy, tvoří barevné ionty, mají proměnlivá oxidační čísla, snadno tvoří komplexní sloučeniny, často mají katalytické účinky, jejich sloučeniny bývají paramagnetické.
- d-prvky se označují jako **přechodné kovy**.

<sup>21</sup> Sc	<sup>22</sup> Ti	<sup>23</sup> V	<sup>24</sup> Cr	<sup>25</sup> Mn	<sup>26</sup> Fe	<sup>27</sup> Co	<sup>28</sup> Ni	<sup>29</sup> Cu	<sup>30</sup> Zn
<sup>39</sup> Y	<sup>40</sup> Zr	<sup>41</sup> Nb	<sup>42</sup> Mo	<sup>43</sup> Tc	<sup>44</sup> Ru	<sup>45</sup> Rh	<sup>46</sup> Pd	<sup>47</sup> Ag	<sup>48</sup> Cd
<sup>57</sup> La	<sup>72</sup> Hf	<sup>73</sup> Ta	<sup>74</sup> W	<sup>75</sup> Re	<sup>76</sup> Os	<sup>77</sup> Ir	<sup>78</sup> Pt	<sup>79</sup> Au	<sup>80</sup> Hg
<sup>89</sup> Ac	<sup>104</sup> Unq	<sup>105</sup> Unp	<sup>106</sup> Unh	<sup>107</sup> Uns	<sup>108</sup> Uno	<sup>109</sup> Une	<sup>110</sup> Uun	<sup>111</sup> Uuu	<sup>112</sup> Uub

**f-prvky:** prvky s valenčními elektronami umístěnými v orbitalech **ns** a (**n - 2**)**f**.

- Mezi f-prvky patří **lanthanidy** (prvky 6. periody s protonovými čísly 58 – 71, nacházející se za lanthanem) a **aktinidy** (prvky 7. periody s protonovými čísly 90 – 103, nacházející se za aktinem).
- Prvky bývají označovány jako **vnitřně přechodné**.
- V důsledku stejné elektronové konfigurace dvou nejvyšších vrstev (**n** a **n - 1**) vykazují tyto prvky podobné vlastnosti nejen ve skupinách, ale i v periodách. Třetí vrstva (**n - 2**) má jen velmi malý vliv na chemické vlastnosti prvků.

<sup>58</sup> Ce	<sup>59</sup> Pr	<sup>60</sup> Nd	<sup>61</sup> Pm	<sup>62</sup> Sm	<sup>63</sup> Eu	<sup>64</sup> Gd	<sup>65</sup> Tb	<sup>66</sup> Dy	<sup>67</sup> Ho	<sup>68</sup> Er	<sup>69</sup> Tm	<sup>70</sup> Yb	<sup>71</sup> Lu
<sup>90</sup> Th	<sup>91</sup> Pa	<sup>92</sup> U	<sup>93</sup> Np	<sup>94</sup> Pu	<sup>95</sup> Am	<sup>96</sup> Cm	<sup>97</sup> Bk	<sup>98</sup> Cf	<sup>99</sup> Es	<sup>100</sup> Fm	<sup>101</sup> Md	<sup>102</sup> No	<sup>103</sup> Lr

### 5.3. Periodicita vlastností prvků

- Postupné obsazování atomových orbitalů elektronu vykazuje periodický charakter. Počet prvků v jednotlivých periodách roste v řadě:

2	8	8	18	18	32	32
---	---	---	----	----	----	----

- Tato posloupnost vyplývá z **výstavbového principu**, podle něhož jsou atomové orbitaly obsazovány elektrony v určitém pořadí. Z tohoto důvodu se periodicky mění rovněž různé vlastnosti prvků.
- Prvky s obdobnou elektronovou konfigurací vykazují řadu podobných chemických i fyzikálních vlastností. Jedná se především o ionizační energii, elektronegativitu, kovový charakter, stálost oxidačních čísel, acidobazický charakter.

### 5.3.1. Ionizační energie a elektronegativita

**Ionizační energie (I)** - energie potřebná k odtržení elektronu od atomu.

- Slouží k charakteristice volných atomů, je mírou schopnosti atomu odevzdávat elektron.
- Energie potřebná k odtržení jednoho elektronu od elektricky neutrálního atomu se označuje jako **první ionizační energie**.
- **Peridy** - hodnoty prvních ionizačních energií prvků **rostou** ve směru **zleva doprava**.
- **Skupiny** - hodnoty prvních ionizačních energií prvků **rostou** ve směru **zdola nahoru**.

**Elektronegativita (X)** - veličina, která se používá k charakterizování vázaných atomů (podrobněji viz kap. 4.1.2.).

- Lze ji vypočítat z hodnot vazebních energií.
- Za základ stupnice elektronegativit byla dohodou zvolena elektronegativita vodíku  $X_H = 2,15$ .
- Závislost hodnot elektronegativit na protonovém čísle vykazuje periodicitu.

### Nepřechodné prvky

- **Peridy**: elektronegativita prvků **roste** ve směru **zleva doprava**.
- **Skupiny**: elektronegativita prvků **roste** ve směru **zdola nahoru**.

### Přechodné kovy

- elektronegativita prvků **závisí** na oxidačním čísle (roste s jeho rostoucí hodnotou).

### 5.3.2. Kovový a nekovový charakter prvků.

Podle chemických vlastností lze prvky rozdělit na kovy a nekovy. O zařazení prvků mezi kovy nebo nekovy rozhoduje uspořádání elektronového obalu a jejich schopnost odevzdávat nebo přijímat elektrony (elektronegativita).

- **Kovy** - jsou charakterizovány malým počtem elektronů v poslední elektronové vrstvě. Mají nízkou ionizační energii a slabě poutají valenční elektrony. **Snadno elektrony uvolňují** a tvoří jednoduché kationty typu  $M^{z+}$ .
- **Nekovy** - v poslední elektronové vrstvě mají větší počet elektronů. Vyznačují se vysokými hodnotami ionizačních energií a velkou schopností poutat valenční elektrony. **Snadno přijímají elektrony** a tvoří anionty.
- **Peridy** - kovový charakter prvků **roste zprava doleva**.
- **Skupiny** - kovový charakter prvků **roste shora dolů**.
- Hranici mezi kovy a nekovy tvoří prvky, ležící kolem spojnice **B-At** (B, Si, Ge, As, Se, Sb, Te, At). Jedná se o **polokovy**.
- **Polokovy** mají částečně vlastnosti kovů a částečně vlastnosti nekovů.

5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

### 5.3.3. Oxidační čísla prvků ve sloučeninách

#### Kladná oxidační čísla

**Nepřechodné prvky**- maximální kladné oxidační číslo odpovídá římskému číslu skupiny.

- Stálost **nižších** oxidačních stupňů se **zvyšuje** s rostoucím protonovým číslem prvku ve skupině.

**Přechodné kovy**- disponují větším množstvím kladných oxidačních čísel.

- Stálost **vyšších** oxidačních stupňů se **zvyšuje** s rostoucím protonovým číslem prvku ve skupině.

#### Záporná oxidační čísla

- Vyskytují se u nepřechodných nekovových prvků **13. až 17. skupiny a vodíku**.
- Jejich hodnoty jsou dány:
  - u vodíku a prvků 13. skupiny **římským označením čísla skupiny** (tedy I repektive III),
  - u prvků 14. - 17. skupiny **rozdílem** mezi **římským číslem skupiny**, ve které se prvek nachází, a **osmičkou**.

### 5.3.4. Acidobazický charakter oxidů

- Jedná se o reakce oxidů s vodou, kyselinami a zásadami. Podle těchto reakcí se rozlišují oxidy **kyselé, zásadité, amfoterní a netečné**.
- Závisí přibližně na **elektronegativitě** prvku. Vliv elektronegativity na acidobazický charakter oxidů vysvětluje následující tabulka.

**Tab. VII** *Vliv elektronegativity na acidobazický charakter oxidů*

$\Delta X$	Typ vazby	Acidobazický charakter
velké	<b>iontová</b>	zásaditý
malé	<b>kovalentní</b>	kyselý

#### Nepřechodné prvky

**Skupiny**- srovnávají se oxidy stejného typu (stejná oxidační čísla)

- zásaditý charakter oxidů **roste** ve směru **shora dolů**.

**Periody**- srovnávají se oxidy v maximálních oxidačních číslech

- zásaditý charakter těchto oxidů **roste** ve směru **zprava doleva**.

### Přechodné kovy

- acidobazický charakter oxidů **závisí** na **oxidačním čísle**
- s rostoucí hodnotou oxidačního čísla u téhož prvku se mění charakter oxidů od zásaditého přes amfoterní až po kyselý.

**Tab. VIII Acidobazické vlastnosti sloučenin manganu**

Ox. číslo atomu	Acidobazický charakter	Příklad
Mn <sup>II</sup>	<b>mírně zásaditý</b>	MnO
Mn <sup>III</sup> , Mn <sup>IV</sup>	<b>amfoterní</b>	MnO <sub>2</sub>
Mn <sup>VII</sup>	<b>silně kyselý</b>	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

### Shrnutí

Tabulka periodické soustavy prvků je grafickým vyjádřením periodického zákona a podává stručný přehled o vztazích mezi prvky periodického systému. Skládá se ze 7 vodorovných řad – period a 18 svislých sloupců – skupin. Prvky tvořící skupinu mají podobnou elektronovou konfiguraci a tedy i podobné vlastnosti. Na základě elektronové konfigurace prvky dělíme na s, p, d a f – prvky. Prvky s a p jsou označovány jako nepřechodné, d – prvky tvoří střední část tabulky a označují se jako přechodné kovy. Lanthanidy a aktinidy jsou vnitřně přechodné prvky (f – prvky) a jsou vyčleněny na zvláštní řádky, které se obvykle uvádějí pod periodickou tabulkou. Na postavení prvku v periodickém systému závisejí některé charakteristické vlastnosti prvků. Jedná se především o oxidační čísla prvků ve sloučeninách a jejich stálost, elektronegativitu, kovový a nekovový charakter prvků a acidobazický charakter oxidů.

### Otázky k opakování

- Termínem **perioda** se v periodické tabulce označují:  
a) svislé sloupce      b) vodorovné řady      c) uhlopříčky
- Pořadí prvků v současné periodické tabulce je určeno:  
a) nukleonovým číslem      c) protonovým číslem  
b) molární hmotností      d) neutronovým číslem

3. Určete, které bloky prvků označujeme jako nepřechodné prvky.

- a) d, f      b) s, p      c) s, d      d) p, d

4. Které z uvedených prvků nepatří do bloku s-prvků:

H, Br, Fe, Sr, Xe, K, Li, Co, Zn, U, Ca, La, Ag, Kr

5. Určete a zdůvodněte, které z daných prvků mohou dosáhnout maximálního oxidačního čísla VI: Mo, Te, As, Mn, Se, Cr, Br.

- a) v levém dolním rohu
  - b) na počátku period
  - c) na rozhraní mezi d- a s-prvky
  - d) v pravém horním rohu

7. Prvky, jejichž hydroxidy jsou nejsilnější zásady, se nacházejí:



8. Do které skupiny patří prvek s elektronovou konfigurací  $X[Kr]:4d^{10}5s^25p^2$ .

O který prvek se jedná?

9. Napište elektronovou konfiguraci manganu. Určete počet elektronů v poslední vrstvě i počet valenčních elektronů a odvoďte možná oxidační čísla mangantu.

10. Vysvětlete, proč neexistuje sloučenina  $\text{NaCl}_2$  (obsahující  $\text{Na}^{2+}$ ).

11. Napište tři hydroxidy, které budou náležet k nejsilnějším zásadám.

12. Z následujících oxidů vyberte ty, které mají kyselé vlastnosti:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CaO}$ .

13. Elektronová konfigurace určitého prvku má tvar:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Určete (bez pomocí periodické tabulky) do kterého bloku prvek náleží, kolik má valenčních elektronů a jaké může být jeho maximální a minimální oxidační číslo.



## Řešení



1. b,
2. c,
3. b
4. Br, Fe, Xe, Co, Zn, U, La, Ag, Kr
5. Se, Te - prvky 16. skupiny (mají 6 valenčních elektronů)  
Cr, Mo - prvky 6. skupiny (mají 6 valenčních elektronů)
6. d,
7. c,
8. Jedná se o Sn, patří do 14 skupiny.
9. Elektronová konfigurace manganu je **Mn[Ar]: 3d<sup>5</sup> 4s<sup>2</sup>**. Mangan má celkem **7 valenčních elektronů**, z toho dva v poslední a pět v předposlední vrstvě. Podobně jako ostatní d-prvky, nemůže přijímat elektrony a získat záporné oxidační číslo. Při ztrátě elektronů může nabýt tato oxidační čísla:
  - a) **Mn<sup>II</sup>** .....nejnižší hodnota oxidačního čísla, odpovídající ztrátě obou s-elektronů,
  - b) **Mn<sup>VII</sup>** .....nejvyšší hodnota oxidačního čísla, odpovídající ztrátě dvou s-elektronů a volných d-elektronů (elektronový oktet Ar),
  - c) všechny ostatní hodnoty mezi minimální a maximální hodnotou (**III, IV, V, VI**), dané postupnou ztrátou volných d-elektronů.
10. Sodík má jako prvek 1. skupiny pouze jeden valenční elektron. Jeho uvolněním vzniká kation **Na<sup>+</sup>**. Ten disponuje velmi stabilní elektronovou konfigurací předchozího vzácného plynu Ne.
11. Jedná se o tyto hydroxidy: **CsOH, RbOH, Ba(OH)<sub>2</sub>**.
12. Kyselé vlastnosti mají oxidy **SO<sub>2</sub>** a **SO<sub>3</sub>**.
13. Prvek náleží do bloku **s-prvků**, má **2 valenční elektrony** a bude vystupovat ve sloučeninách pouze v oxidačním stupni **II**, který odpovídá ztrátě obou elektronů.



## Poznámka



V případě chybných odpovědí znova pozorně prostudujte **kapitoly 5.1. až 5.3.**

## 6. Skupenské stavy látek



### Studijní cíle



- Umět charakterizovat jednotlivé skupenské stavy z hlediska stupně uspořádanosti stavebních částic a velikosti soudržných sil.
- Naučit se orientovat ve fázovém diagramu jednosložkové soustavy a odvodit z něj podmínky skupenských přeměn.
- Znát stavovou rovnici ideálního plynu, umět ji aplikovat na řešení jednoduchých příkladů. Být schopen charakterizovat jednoduché děje s ideálním plynem pomocí tzv. plynových zákonů.
- Umět vysvětlit pojmy: sytá pára, var, krystalografická soustava, alotropie, polymorfie, izomorfie.



### Obsah



- 6.1. Charakteristika skupenských stavů
- 6.2. Skupenské přeměny
- 6.3. Plazma
- 6.4. Plynné skupenství
- 6.5. Kapalné skupenství
- 6.6. Tuhé skupenství



### Výklad



#### 6.1. Charakteristika skupenských stavů

- Látky se mohou nacházet ve čtyřech skupenských stavech: **tuhém, kapalném, plynném** a **plazmě**. Působením vnějších podmínek mohou přecházet z jednoho skupenství do druhého.
- Jednotlivé skupenské stavy látky se od sebe liší **stupněm uspořádanosti** stavebních částic a **velikostí soudržných sil**, působících mezi těmito částicemi.
- Pro chemii jsou důležitá především skupenství tuhé, kapalné a plynné - skupenské stavy, ve kterých se nemění **chemická podstata látky**.

**Tab. IX Skupenské stavy látek**

Velikost soudržných sil	Stupeň uspořádanosti	
	Stav neuspořádaný	Stav uspořádaný
nízká	plyny	–
střední	kapaliny	tekuté krystaly
vysoká	skla	tuhé krystalické látky

**Plynne skupenství**

- Částice plynu jsou daleko od sebe, jejich vzájemné silové působení je téměř zanedbatelné.
- Částice plynu se pohybují velkými rychlostmi, přičemž vykonávají translaci a rotační pohyby.

**Důsledky:**

- plynny jsou snadno stlačitelné, úplně a stejnomořně zaplňují libovolný objem
- nárazy molekul plynu na stěny nádoby vzniká tlak plynu

**Kapalné skupenství**

- Částice kapalin jsou na sebe vázány přitažlivými silami značné velikosti.
- Soudržnost molekul však nebrání jejich postupnému pohybu.

**Důsledky:**

- kapaliny zachovávají svůj objem, mají malou tepelnou roztažnost a stlačitelnost,
- kapaliny jsou tekuté a přizpůsobují se tvaru nádoby.

**Tuhé skupenství**

- Stavební částice jsou uspořádány pravidelně v prostoru do krystalové mřížky.
- Velké přitažlivé síly nedovolují stavebním částicím konat postupný pohyb, částice mohou jen kmitat kolem svých rovnovážných poloh.

**Důsledky:**

- tuhé látky jen obtížně mění objem a tvar.

**6.2. Skupenské přeměny**

- Zahříváním tuhé látky roste kinetická energie částic - zvětšuje se amplituda jejich kmitavého pohybu.
- Při určité teplotě - **teplotě tání** - částice látky opouštějí krystalovou mřížku, tuhá látka přechází v kapalinu.
- Zahříváním kapaliny se dále zvyšuje pohyb stavebních částic. Částice, které mají vyšší energii, než je energie jejich vzájemného přitažlivého působení, opouštějí kapalinu - nad kapalinou vzniká pára.
- S rostoucí teplotou roste počet částic opouštějících kapalinu, až se při **teplotě varu** veškerá kapalina přemění v páru.

- Přechod látek z jednoho skupenství do druhého je spojen se ***změnou vnitřní energie***. Tato změna se projevuje navenek uvolňováním nebo spotřebou energie ve formě tepla.

**Skupenské teplo** - teplo potřebné k přeměně skupenství.

- U dějů probíhajících za konstantního tlaku se skupenské teplo vyjadřuje změnou ***entalpie  $\Delta H$*** .
- Skupenská tepla dvou opačných skupenských přeměn jsou až na znaménka **stejná**.

$$\Delta H_{\text{tání}} = - \Delta H_{\text{tuhnutí}}$$

- Skupenské teplo se vztahuje na hmotnost 1 kg (***měrné skupenské teplo***) nebo na 1 mol (***molární skupenské teplo***).

**Sublimace** - jev, kdy některé tuhé látky při zahřívání přecházejí přímo do skupenství plynného (např. I<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>).

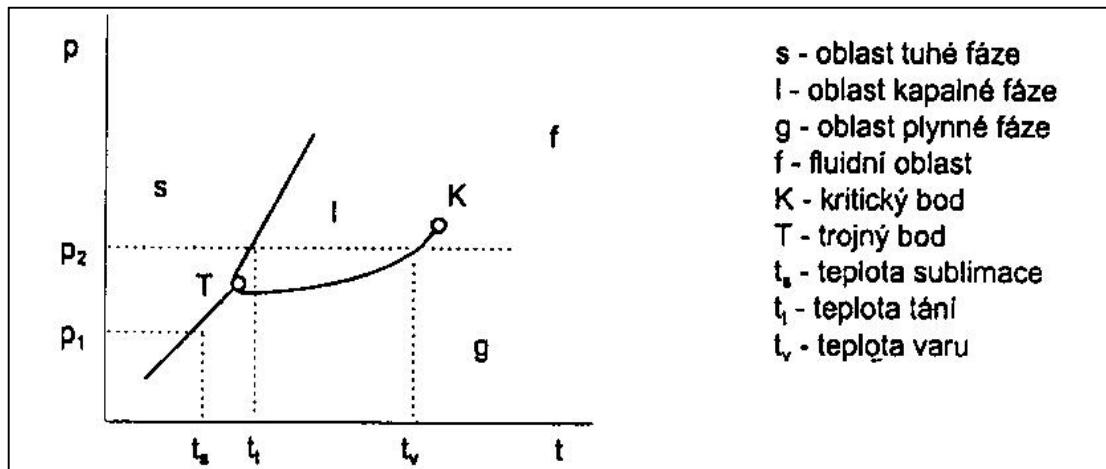
### 6.2.1. Fázový diagram jednosložkové soustavy

- Slouží ke znázorňování rovnovážných stavů mezi jednotlivými skupenstvími.
- Jednotlivé křivky fázového diagramu znázorňují rovnovážné stavy mezi těmi skupenstvími, jejichž oblasti existence oddělují. Nazývají se ***křivka vypařování, tání a sublimace***.

**Trojní bod** – společný průsečík těchto křivek – znázorňuje podmínky, za kterých jsou v rovnováze všechny tři skupenské stavy dané látky.

- Je charakterizován určitou hodnotou teploty a tlaku.
- Fázové přeměny jsou **silně závislé** na ***tlaku***.
- Vodorovné tečkované čáry znázorňují děje při zvyšování teploty za konstantního tlaku. V jejich průsečíku s některou z křivek dochází ke změně skupenství. Teplota odpovídajících průsečíků je ***teplota tání, varu*** nebo ***sublimace***.

**Obr. 6-1** Fázový diagram jednosložkové soustavy.





## *Poznámka*



Je-li vnější tlak ( $p_1$ ) menší než je tlak trojnitého bodu dané látky, látka při zahřívání sublimuje. Při větším vnějším tlaku ( $p_2$ ) než je tlak trojnitého bodu látky, látka při zahřívání taje.



Shrnutí



Látky se mohou vyskytovat celkem ve čtyřech skupenských stavech: tuhém, kapalném, plynném a plazmě. Pro chemii mají význam pouze ty skupenské stavy, ve kterých se nemění chemická podstata látky. Jedná se o skupenství tuhé, kapalné a plynné. Jednotlivé skupenské stavy se navzájem odlišují stupněm uspořádanosti částic a velikostí soudržných sil působících mezi nimi. Nejvyšším stupněm uspořádanosti částic a největšími soudržnými silami se vyznačuje tuhé skupenství. Každá změna skupenského stavu je doprovázena uvolňováním nebo spotřebou energie ve formě tepla. Toto teplo se označuje jako skupenské. Ke znázorňování rovnovažných stavů mezi skupenstvími a podmínek skupenských přeměn se používá fázových diagramů.



## Otázky k opakování





## Výklad



### 6.3. Plazma

- Čtvrtý skupenský stav hmoty.
- Vzniká ionizací plynu např. vysokou teplotou nebo elektrickým výbojem.
- Plazma se vyznačuje **stejnou** hustotou kladně i záporně nabitých částic.  
**Důsledek** - celkový elektrický náboj soustavy je roven nule.
- Vysoká hustota nabitých částic způsobuje, že plazma vykazuje vysokou elektrickou vodivost.

Různé vlastnosti plazmatu v širokém energetickém intervalu umožňují jeho rozdelení na plazma **vysokoteplotní** a **nízkoteplotní**.

- **Vysokoteplotní plazma** - je tvořeno volnými elektrony a kladně nabitými atomovými jádry. Energie částic odpovídá řádově milionům Kelvinů.
- **Nízkoteplotní plazma** - je složeno z volných elektronů, radikálů, iontů a elektricky neutrálních částic plynu. Je vhodné pro chemický výzkum.

### 6.4. Plynne skupenství

- Hlavním znakem plynne skupenství je velká rozptylenost molekul.
- Molekuly se vzájemně silově neovlivňují, mohou se proto volně pohybovat a vykonávat přitom postupný i rotační pohyb.
- Postupná rychlosť molekul plynu i jejich kinetická energie jsou přímo úměrné teplotě.
- Stav plynu se popisuje pomocí **stavových veličin** - tlaku, objemu a termodynamické teploty.
- Vzhledem k jednoduchým poměrům v plynech byly teoreticky odvozeny jednoduché vztahy mezi stavovými veličinami - **plynové zákony**.
- Plynové zákony platí přesně jen pro tzv. **ideální plyn**.

#### 6.4.1. Ideální plyn

- Mezi molekulami ideálního plynu nepůsobí žádné přitažlivé síly.  
**Důsledek** - ideální plyn je dokonale tekutý (neexistuje v něm vnitřní tření).
- Při srážkách se molekuly ideálního plynu chovají jako dokonale pružné koule.  
**Důsledek** - při srážkách nedochází ke ztrátám energie.
- U molekul ideálního plynu se zanedbává jejich objem a tvar, hmotnost molekul zůstává zachována. Molekuly plynu se chovají jako **hmotné body**.

**Důsledek** - ideální plyn je dokonale stlačitelný (lze jej stlačit na nulový objem).

- Skutečné plyny se modelu ideálního plynu blíží tím více, čím jsou **zředěnější** a čím **vysší** je jejich **teplota**.

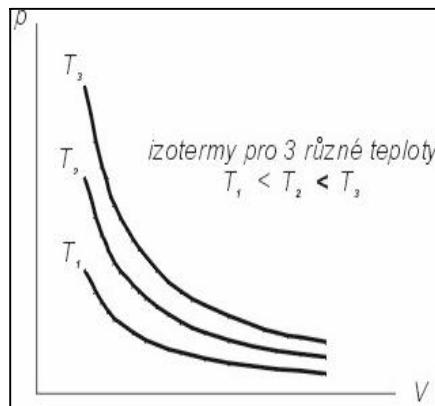
#### 6.4.2. Zákony ideálních plynů

##### Boylův - Mariottův zákon

- Popisuje **izotermický** děj ( $T = \text{konst.}$ ).
- Součin tlaku a objemu ideálního plynu je při stálé teplotě a stálém látkovém množství plynu konstantní.

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

- Grafickým znázorněním zákona je rovnoosá hyperbola.



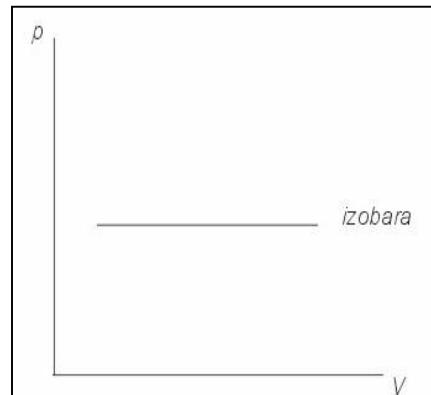
Obr. 6-2 Průběhy izoterem pro různé teploty

##### Gay-Lussacův zákon

- Popisuje **izobarický** děj ( $p = \text{konst.}$ ).
- Při tomto ději s ideálním plymem o stálém látkovém množství je objem plynu přímo úměrný jeho termodynamické teplotě.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Grafickým znázorněním izobarického děje v  $pV$  diagramu je přímka rovnoběžná s osou  $V$ .



Obr. 6-3 Grafické znázornění izobarického děje – izobara

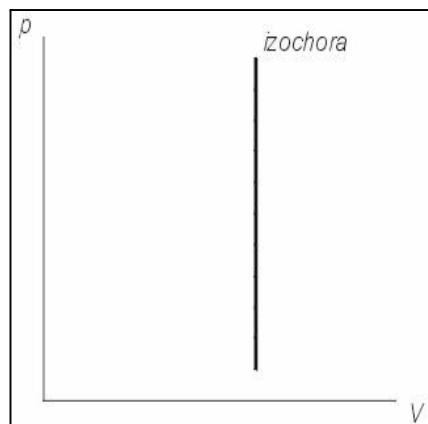
##### Charlesův zákon

- Popisuje **izochorický** děj ( $V = \text{konst.}$ ).
- Při tomto ději s ideálním plymem o stálém látkovém množství je tlak plynu přímo úměrný jeho termodynamické teplotě.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

- Grafickým vyjádřením izochorického děje v pV diagramu je přímka rovnoběžná s osou p.
- Přehled základních zákonů ideálního plynu uvádí **Tab. X**

**Obr. 6-4** Grafické znázornění izochorického děje – izochora



**Tab. X** Základní zákony ideálního plynu.

Stálá veličina	Děj	Vztah	Důsledek	Zákon
T = konst. (dT = 0)	<b>izotermní</b>	pV = konst.	p <sub>1</sub> : p <sub>2</sub> = V <sub>2</sub> : V <sub>1</sub>	Boylův - Mariottův
p = konst. (dp = 0)	<b>izobarický</b>	V <sub>1</sub> = V <sub>2</sub> $\frac{T_1}{T_2}$	V <sub>1</sub> : V <sub>2</sub> = T <sub>1</sub> : T <sub>2</sub>	Gay - Lussacův
V = konst. (dV = 0)	<b>izochorický</b>	p <sub>1</sub> = p <sub>2</sub> $\frac{T_1}{T_2}$	p <sub>1</sub> : p <sub>2</sub> = T <sub>1</sub> : T <sub>2</sub>	Charlesův

#### 6.4.3. Stavová rovnice ideálního plynu

- Vyjadřuje vzájemný vztah mezi stavovými veličinami **p**, **V** a **T**.  
Spojením Boylova - Mariottova, Gay-Lussacova a Charlesova zákona vzniká **stavová rovnice ideálního plynu pro stavové změny**.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

- V chemii se častěji pracuje s **obecnou stavovou rovnicí ideálního plynu** ve tvaru:

$$pV = nRT$$

kde **n** je látkové množství plynu a **R** je molární plynová konstanta ( $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ).

- Stavová rovnice ideálního plynu platí také pro směsi navzájem nereagujících ideálních plynů. Je-li směs tvořena plynnými složkami A, B, C, lze stavovou rovnici psát ve tvaru:

$$P = \frac{(n_A + n_B + n_C)RT}{V_s}$$

kde **P** je celkový tlak plynné směsi, **V<sub>s</sub>** je celkový objem směsi.

**Daltonův zákon** - celkový tlak plynné směsi  $P$  je roven součtu parciálních tlaků všech složek směsi:

$$P = p_A + p_B + p_C$$

**Parciální tlak plynné složky** - tlak, který by tato složka měla, kdyby za dané teploty vyplňovala celkový objem směsi sama. Pro parciální tlak jedné složky (např. A) platí opět stavová rovnice:

$$p_A = \frac{n_A RT}{V_s}$$

#### 6.4.4. Reálné plyny

- Zákony ideálních plynů pro ně platí pouze přibližně. Odchylky od ideálního chování se projevují tím více, čím nižší je teplota a čím vyšší je tlak plynu.
- Molekuly reálných plynů zaujmají určitý objem, který se nedá stlačit.  
**Důsledek** - reálné plyny mají při vysokých tlacích větší objem, než odpovídá stavové rovnici ideálního plynu.
- Mezi molekulami reálných plynů působí přitažlivé **van der Waalsovy sily**.  
**Důsledek** - objem reálných plynů je při nízkých a středních tlacích menší než odpovídá stavové rovnici.

#### 6.4.5. Van der Waalsova stavová rovnice reálného plynu.

- Vyjadřuje matematicky poměrně přesně skutečné chování reálného plynu. Píše se nejčastěji ve tvaru:

$$\left( p + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

- Člen  $(n^2 a/V^2)$  představuje **kohezní tlak**, který je výsledkem působení přitažlivých mezimolekulových sil. Poněvadž výslednice těchto sil působí ve směru od stěn dovnitř plynu, je naměřený tlak  $p$  o hodnotu kohezního tlaku menší, a proto musíme tuto korekci k tlaku  $p$  přičítat.
- Člen  $nb$  představuje korekci na vlastní objem molekul. Tento objem se už nedá stlačit.

## 6.5 Kapalné skupenství

- Kapaliny tvoří přechod mezi tuhým a plynovým skupenstvím. V blízkosti bodu tuhnutí mají vnitřní uspořádání obdobné s tuhými látkami a v blízkosti bodu varu se stlačenými plyny.
- Mezi molekulami kapalin působí přitažlivé síly značné velikosti, umožňují však molekulám konat postupný pohyb. Tyto síly jsou příčinou fyzikálních jevů - **povrchového napětí** a **viskozity**.
- Vlastnosti kapalin jsou ve všech směrech stejné - kapaliny jsou **izotropní**.
- Hustota kapalin  $\rho$  je řádově asi tisíckrát větší než hustota plynů. Se stoupající teplotou zpravidla klesá. U četných, zejména nepolárních kapalin se závislost hustoty na teplotě řídí vztahem:

$$\rho = \rho_0 (1 - \beta \Delta t),$$

kde  $\beta$  je **koeficient objemové roztažnosti** [ $K^{-1}$ ] a  $\rho_0$  je počáteční hustota kapaliny při teplotě  $t_0$ .

### 6.5.1. Tlak páry nad kapalinou

- Kapaliny se povrchově vypařují při každé teplotě vyšší než je jejich teplota tuhnutí.
- V uzavřené nádobě se kapalina za dané teploty vypařuje tak dlouho, až je prostor nad ní parou nasycen. Vzniká **sytá pára**.

**Sytá pára** - pára, která je v dynamické rovnováze se svou kapalinou. Její tlak se nazývá **tenze syté páry** a závisí na druhu kapaliny a na teplotě. Nezávisí na množství kapaliny.

- Tenze syté páry roste exponenciálně s teplotou podle vztahu (logaritmická forma):

$$\ln p = b - \frac{a}{T}$$

- Členy  $a$ ,  $b$  jsou konstanty závislé na druhu kapaliny.

**Var kapaliny** - nastává při teplotě varu, kdy se tenze syté páry vyrovná tlaku okolního prostředí. Kapalina se při varu vypařuje nejen na povrchu, ale v celém svém objemu.

### 6.5.2. Amorfni látky

- Tuhé látky, které se svou strukturou podobají kapalinám. Nemají krystalovou mřížku.
- Jsou to **podchlazené kapaliny**, u kterých došlo při chladnutí k takovému nárůstu viskozity, že zabránila částicím kapaliny zaujmout polohy nezbytné k vytvoření krystalové mřížky.
- **Významná vlastnost** - **tání** amorfních látek **probíhá spojitě**, v určitém rozmezí teplot. Začíná měknutím a končí tekutým stavem, tedy bez charakteristické teploty tání.
- **Mezi amorfni látky se řadí:** pryskyřice, asfalty, anorganická a organická skla, vosk.

### 6.5.3. Skla

- Podchlazené a extrémně viskózní kapaliny jevící velmi malou snahu krystalizovat.
- Mají některé vlastnosti tuhých látek a některé kapalin:
  - Při pokojové teplotě tvoří souvislou mechanicky pevnou látku.
  - Jsou **izotropní**, mají ve všech směrech stejné vlastnosti.
  - Netají při určité teplotě, ale v širším teplotním intervalu.
  - Vnitřní struktura skla odpovídá nepravidelnému uspořádání částic kapaliny.
- Představují **metastabilní stav**, který velmi pozvolna přechází ke krystalickému uspořádání – **odskelnění** (dochází ke ztrátě mechanické pevnosti a zakalení).
- **Technicky používaná skla** tvoří  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$  a křemičitany, boritany a fosforečnany alkalických kovů.

## 6.6. Tuhé skupenství

- Za tuhé jsou pokládány látky, jejichž stavební částice (atomy, molekuly, ionty) mají stálé prostorové uspořádání. Tyto látky se vyznačují **krystalovou strukturou**.
- Při zahřívání tuhých látek se jejich fyzikální vlastnosti mění náhle při dosažení **teploty tání**.
- **Krystal** - nerostný jedinec, omezený přirozenými a původními plochami, které jsou odrazem jeho vnitřní struktury. Lze jej charakterizovat **prvky souměrnosti**.
- **Prvky krystalové souměrnosti jsou:**
  - a) **rovina souměrnosti** - dělí krystal na dvě zrcadlově shodné poloviny,
  - b) **osa souměrnosti** - krystal lze kolem ní otáčet tak, že pootočením získá podobu shodnou se základní polohou,
  - c) **střed souměrnosti** - stejnocenné body protilehlých stran jsou od něj stejně vzdáleny.

### 6.6.1. Krystalografické soustavy

Na základě prvků souměrnosti lze krystalické látky rozdělit do 7 základních krystalografických soustav, od nichž lze odvodit maximálně 14 prostorových uspořádání (viz **obr. 6-7**).

**Krystalografické soustavy** - kubická (krychlová), tetragonální (čtverečná), orthorombická (kosočtverečná), monoklinická (jednoklonná), triklinická (trojklonná), hexagonální (šesterečná) a trigonální (klencová).

- Krystalografické soustavy se vyznačují charakteristickou souměrností tzv. osních křížů – soustavou krystalografických os protínajících se ve středu krystalu.
- Krystalové uspořádání souvisí s chemickým složením látky. Asi 50% prvků a 70% binárních sloučenin krystaluje v **kubické** krystalografické soustavě.
- Sloučeniny obsahující 3, 4 a 5 atomů v molekule krystalují většinou v **hexagonální**, **tetragonální** a **orthorombické** krystalografické soustavě.
- Složitější organické sloučeniny krystalují z 80% v soustavě **orthorombické**, **triklinické** a **monoklinické**.

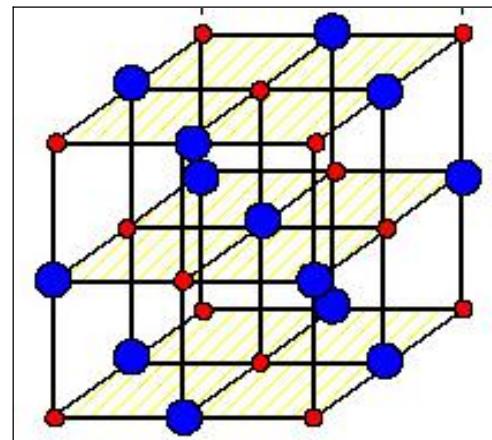
**Krystalové mřížky** tuhých látek dělíme podle druhu elementárních částic a podle charakteru soudržných sil na **iontové, atomové, molekulové** a **kovové**.

- Vznikají tak, že stavební jednotky krystalu (atomy, molekuly, ionty) zobrazíme pouze jejich středy, které vzájemně spojíme mřížkovými úsečkami. Jednotlivé body krystalové mřížky se označují jako **uzly**.

**Iontová mřížka** - je tvořena pravidelně se střídajícími kladnými a zápornými ionty. Mezi ionty působí elektrostatické síly.

- Látky s touto strukturou jsou tvrdé, ale křehké, mají střední teploty tání (500 až 1200 °C) a vykazují v roztaveném stavu i v roztoku iontovou vodivost.
- Dobře se rozpouštějí v polárních rozpouštědlech, např. ve vodě.

**Příklady:** NaCl, CsF, CuSO<sub>4</sub>, NaNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COONa

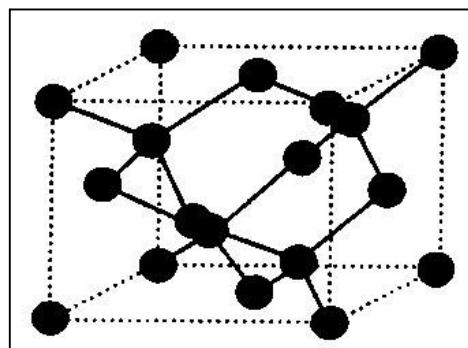


**Obr. 6-5** Kubická krystalová mřížka iontové sloučeniny NaCl (ionty Na<sup>+</sup> představují malé kulíčky, ionty Cl<sup>-</sup> jsou znázorněny velkými černými koulemi).

**Atomová mřížka** - je tvořena atomy, které jsou navzájem spojeny kovalentní vazbou.

- Látky s touto stavbou jsou velmi pevné a tvrdé, mají vysoké teploty tání (nad 2500 °C), a jsou elektricky nevodivé.

**Příklady:** C - diamant, křemík, SiC, některé oxidy kovů.



**Vrstevnatá mřížka** - vrstvy atomů, vázaných chemickými vazbami, jsou vzájemně poutány slabými mezimolekulovými silami.

- Charakter mřížky umožňuje dobrou štípatelnost látek ve směru vrstev.
- Vyskytuje se jen u některých látek, např. grafitu, CdI<sub>2</sub> aj.

**Molekulová mřížka** - je tvořena molekulami, které jsou v ní vázány slabými van der Waalsovými silami.

- Látky s touto strukturou jsou měkké, mají nízké teploty tání (do 200 °C), jsou těkavé a elektricky nevodivé.
- Dobře se rozpouštějí v nepolárních rozpouštědlech.

**Příklady:** organické látky, NH<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, síra (S<sub>8</sub>), fosfor (P<sub>4</sub>)

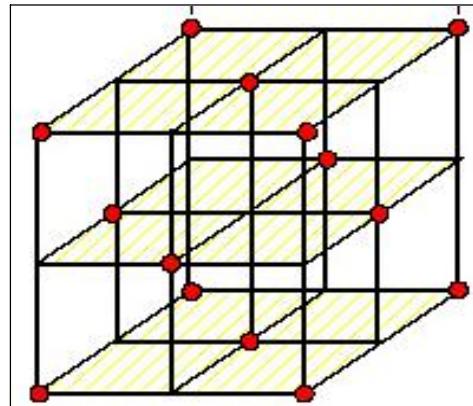
Charakteristika soustavy	Elementární buňka
1. kubická $a = b = c$ , $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	 zakladní
	 prostorově centrována
	 plamě centrována
2. tetragonální $a = b \neq c$ , $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	 zakladní
	 prostorově centrována
3. hexagonální $a_1 = a_2 = a_3 = a$ , $\gamma_1 = \gamma_2 = \gamma_3 = 120^\circ$	
4. trigonální $a = b = c$ , $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	
5. rhombická $a \neq b \neq c$ , $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	 zakladní
	 bazalně centrována
	 plamě centrována
6. monoklinická $a \neq b \neq c$ , $\alpha = \beta = 90^\circ$ , $\gamma > 90^\circ$	 zakladní
	 bazalně centrována
7. triklinická $a \neq b \neq c$ , $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	

Obr. 6-7 Přehled krystalografických soustav – elementární buňky.

**Kovová mřížka** - je tvořena atomy kovů. Atomy nejsou nabité a vazby v kovech nejsou směrované - struktura kovů se vyznačuje **nejtěsnějším uspořádáním** atomů.

- Kovy jsou kujné a tažné.
- Vyznačují se elektronovou vodivostí.

**Obr. 6-8** Kovová krystalová mřížka Al (hliník krystaluje v kubické plošně centrovane soustavě).



### 6.6.2. Jevy spjaté s krystalovou strukturou

- **Polymorfie** - některé látky krystalují podle způsobu přípravy a vnějších podmínek v různých krystalografických soustavách.

*Příklad:*

$\text{CaCO}_3$  krystaluje jako **kalcit** - trigonální soustava  
**ragonit** - orthorombická soustava

- U prvků se tento jev nazývá **alotropie**.

*Příklady:*

**C:** modifikace **grafit** a **diamant**, **S:** modifikace **kosočtverečná** a **jednoklonná** síra,  
**P:** modifikace **bílý**, **červený** a **černý** fosfor.

- Na polymorfii látek má vliv **teplota**, na níž závisí pohyblivost jednotlivých částic. Větší pohyblivost částic při vyšší teplotě způsobuje, že látka vytvoří rekrytalizací jinou krystalickou strukturu disponující za daných podmínek minimální energií.
- Teplota, při které dochází ke změně krystalické modifikace, se označuje jako **teplota polymorfní přeměny**.

**Izomorfie** - schopnost chemicky odlišných látek vytvářet **směsné krystaly**.

- **Směsné krystaly** – krystaly, ve kterých se mohou částice dvou nebo více látek vzájemně zastupovat
- **Podmínka:** izomorfní látky mají stejné nebo podobné stechiometrické složení, musí tvořit stejný typ krystalů, jejich strukturální částice musí být přibližně stejně veliké.

*Příklady:*

$\text{MgCO}_3$  -  $\text{FeCO}_3$  -  $\text{CuCO}_3$ ,  $\text{KClO}_4$  -  $\text{KBF}_4$ , kamence

$\Sigma$

## Shrnutí

$\Sigma$

*Existují čtyři skupenské stavy hmoty: plazmatický, plynný, kapalný a tuhý. Rozdíl mezi jednotlivými skupenstvími spočívá v různé vzájemné vzdálenosti elementárních částic hmoty a v povaze jejich vzájemného působení. Plazma vzniká ionizací plynu např. vysokou teplotou nebo elektrickým výbojem. Vyznačuje se různými vlastnostmi v širokém energetickém intervalu, což umožňuje její dělení na plazmu vysokoteplotní a nízkoteplotní. Plynné skupenství se vyznačuje velkými vzdálenostmi mezi částicemi a tedy jejich malou vzájemnou přitažlivostí. Částice plynu se mohou volně pohybovat. Pro snadnější zvládnutí matematicko-fyzikálních vztahů, popisujících chování plynů, byl zaveden model ideálního plynu. Reálné plyny se svým chováním modelu ideálního plynu více či méně přibližují. Fyzikální stav plynu je určen třemi základními stavovými veličinami: teplotou, tlakem a objemem. Nejjednodušší vztahy mezi těmito stavovými veličinami platí tehdy, když jedna z nich zůstává konstantní. Tyto vztahy se označují jako plynové zákony. Jejich spojením dostáváme stavovou rovnici ideálního plynu. Její nejčastější tvar je  $pV = nRT$ .*

*Kapalné skupenství představuje přechod mezi skupenstvím tuhým a plynným. V důsledku malých vzdáleností částic kapalin mezi nimi působí nezanedbatelné přitažlivé síly. Částice kapalin se nemohou od sebe volně vzdalovat. Zvláštním případem kapalin jsou skla, tedy podchlazené a extrémně viskózní kapaliny jevící velmi malou snahu krystalizovat. Skla disponují některými vlastnostmi kapalin i tuhých látek*

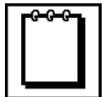
*Tuhé skupenství se vyznačuje nejvyšším stupněm uspořádanosti částic. Vzdálenosti mezi částicemi jsou tak malé, že mezi nimi působí silné přitažlivé síly. Částice tuhých látek zaujmají určitou stálou polohu a vytvářejí krystalickou mřížku. Látky mohou krystalovat v sedmi základních krystalografických soustavách. U některých tuhých látek se setkáváme i s možností krystalovat v různých krystalografických soustavách v závislosti na vnějších podmínkách. Hovoříme pak o allotropii respektive polymorfii.*



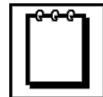
## Otzázkы k opakování



4. Určité množství  $N_2$  zaujímá při teplotě  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$  a tlaku  $100\text{ kPa}$  objem  $87,4\text{ cm}^3$ . Jaký bude mít objem při teplotě  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  a tlaku  $75\text{ kPa}$ ?
5. Jakou hmotnost má  $10\text{ dm}^3$  methanu při teplotě  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  a tlaku  $100\text{ kPa}$ ?
6. V alotropických modifikacích se vyskytuje:
- a) brom
  - b) hliník
  - c) síra
  - d) vápník
7. Vypočítejte hustotu suchého vzduchu při teplotě  $18\text{ }^{\circ}\text{C}$  a tlaku  $1,04 \cdot 10^5\text{ Pa}$ . Průměrná molární hmotnost vzduchu je  $28,95\text{ g mol}^{-1}$ .
8. Tvorba směsných krystalů je jev nazývaný:
- a) izomorfie
  - b) alotropie
  - c) polymorfie
  - d) amfoterita
9. Jako alotropii označujeme jev, kdy se prvek vyskytuje:
- a) v několika skupenstvích
  - b) v několika krytalových strukturách
  - c) v různých místech
  - d) ve více než pěti sloučeninách
10. Uveďte příklad prvku, který tvoří dvě alotropní krystalické modifikace, jednu kubickou a druhou hexagonální.
11. Z nabízených možností vyberte látky, které tvoří směsné krystaly s chromanem draselným.
- a)  $KMnO_4$
  - b)  $K_2SO_4$
  - c)  $K_2MnO_4$
  - d)  $K_2SeO_4$



### Poznámka



Více příkladů na procvičení stavové rovnice ideálního plynu a plynových zákonů najdete např. ve skriptu: **Příklady z chemie pro bakalářské obory**, B. Kostura, M. Gregorová, Ostrava 2004, str. 58 – 61.



## Řešení



1. d,

2. b,

3. b,

4.  $V_2 = p_1 V_1 T_2 / T_1 p_2 = 100 \text{ kPa} \cdot 87,4 \text{ cm}^3 \cdot 373 \text{ K} / 298 \text{ K} \cdot 75 \text{ kPa} = 146 \text{ cm}^3$

5.  $m = p VM/RT = 100 \text{ kPa} \cdot 10 \text{ dm}^3 \cdot 16 \text{ g mol}^{-1} / 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 5,96 \text{ g}$

6. c,

7. Hustota je definována vztahem  $\rho = \frac{m}{V}$ . Ze stavové rovnice ideálního plynu ve tvaru

$$pV = \frac{m \cdot R \cdot T}{M} \quad \text{pro hustotu vyplývá: } \rho = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}.$$

Po dosazení:

$$\rho = \frac{104 \text{ kPa} \cdot 28,95 \text{ g mol}^{-1}}{8,314 \text{ kPa dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 291 \text{ K}} = 1,24 \text{ g dm}^{-3}$$

8. a,

9. b,

10. uhlík

11. b, c, d.

## 7. Disperzní soustavy



### Studijní cíle



- Umět vysvětlit pojmy disperzní soustava, disperzní prostředí a disperzní podíl.
- Znát základní kriteria klasifikace disperzních soustav.
- Vědět, co je to roztok, jak roztoky klasifikujeme a jaké jsou nejběžnější typy roztoků.
- Umět vysvětlit pojmy rozpustnost, nasycený a nenasycený roztok.
- Vědět, co je to difuze, kdy k ní dochází a jak probíhá.
- Umět formulovat Raoultův zákon a vědět, jaký je jeho význam.



### Obsah



7.1. Základní pojmy a klasifikace disperzních soustav

7.2. Pravé roztoky



### Výklad



#### 7.1. Základní pojmy a klasifikace disperzních soustav

**Disperzní soustava** - směs, ve které jsou jednotlivé složky velmi jemně rozptýleny (*dispergovány*) a vzájemně mezi sebou promíseny. Jednotlivé složky se označují jako **disperzní prostředí** a **disperzní podíly**.

- **Disperzní prostředí** - majoritní složka soustavy, která v ní vytváří základní prostředí.
- **Disperzní podíly** - zbylé minoritní složky, které jsou v disperzním prostředí rozptýleny.

Přehled základních disperzních soustav uvádí **Tab. XI**.

**Klasifikace disperzních soustav** se provádí podle různých kritérií, nejrozšířenějším je klasifikace podle **velikosti částic** disperzního podílu. Podle tohoto kritéria dělíme disperzní soustavy na **pravé roztoky**, **koloidní roztoky** a **hrubé disperze** (viz **Tab. XII**).

**Tab. XI** Přehled nejznámějších disperzních soustav

Disperzní soustava	Typ soustavy	Disperzní prostředí	Disperzní podíl
<i>aerosol</i>	mlha dým, prach kouř	plyn	kapky kapaliny částice pevné látky kapalina, pevná látka
<i>pěna</i>	-	kapalina	bublinky plynu
<i>roztok</i>	plynný kapalný tuhý	plyn kapalina pevná látka	molekuly plynu molekuly, ionty atomy, ionty tuhých láték
<i>emulze</i>	„olej“ ve vodě voda v „oleji“	kapalina	kapky jiné kapaliny
<i>suspenze</i>	-	kapalina	hrubé krystalky, shluky krystalků nebo částic pevných amorfních láték
<i>gel</i>	-	kapalina nebo plyn	částice jsou vzájemně propojeny (zesíťovány) v jeden celek

**Tab. XII** Klasifikace disperzních soustav podle velikosti částic

Název	Velikost částic	Typ částic
<i>pravé roztoky</i>	0,1 – 1 nm	molekuly, atomy, ionty
<i>koloidní disperze</i>	1 – 100 nm	obří molekuly, shluky atomů
<i>mikrodisperze</i>	0,1 – 100 µm	zrnka samostatné fáze
<i>makrodisperze</i>	větší než 0,1 mm	zrnka samostatné fáze

## 7.2. Pravé roztoky

**Roztok** - homogenní disperzní soustava dvou nebo více chemicky čistých láték, jejichž vzájemné zastoupení lze v určitých mezích plynule měnit.

- Vzniká rozpouštěním disperzních podílů v disperzním prostředí a má v celém svém objemu stejně složení.
- Disperzní prostředí se u pravých roztoků označuje jako **rozpouštědlo**.
- Disperzní podíly se u pravých roztoků označují jako **rozpuštěné látky**.
- V závislosti na vnějších podmínkách (teplotě a tlaku) roztoky dělíme na: **plynné** (vzduch), **kapalné** (NaCl ve vodě), **pevné** (slitiny kovů).

**Rozpouštění** - samovolný proces, na kterém se podílejí všechny látky tvořící roztok.

- Probíhá tehdy, získá-li soustava smísením větší stabilitu, než je stabilita původních čistých látkek.

**Stabilita soustavy** - souvisí s její energií a uspořádaností základních stavebních částic (atomů, molekul, iontů).

- Čím nižší je energie soustavy a uspořádanost jejich stavebních částic, tím je soustava stabilnější.

**Vzájemná mísitelnost látek** - je silně ovlivněna přitažlivými silami mezi základními částicemi.

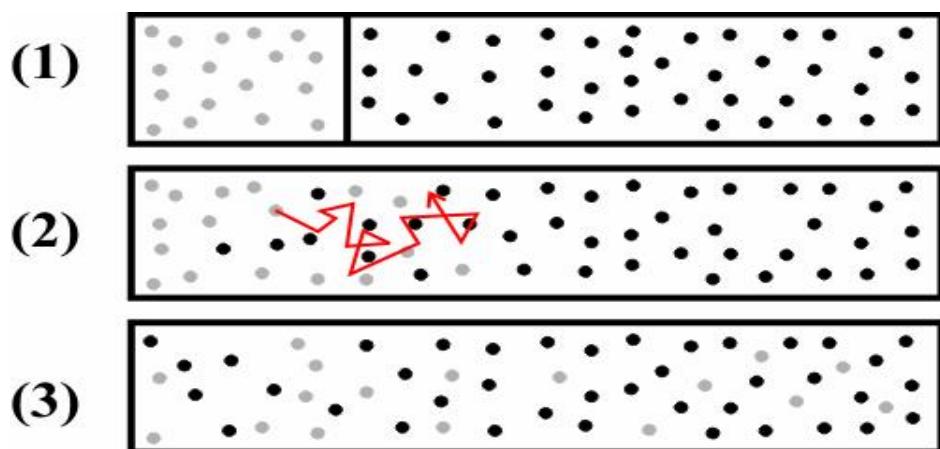
Nejmenší síly působí mezi částicemi plynů - plyny jsou **dokonale mísitelné**.

- **Neomezeně mísitelné látky** - některé látky, které spolu vytvářejí roztok v libovolném poměru.
- **Omezeně mísitelné látky** - látky, které se rozpouštějí pouze v určitých poměrech až do vzniku tzv. **nasyceného roztoku**.

**Difúze** - samovolně probíhající převod rozpouštěné látky z míst vyšší koncentrace do míst s nižší koncentrací.

- Probíhá až do vyrovnání koncentrací v celém objemu roztoku a ustavení rovnováhy.
- Koloidní částice difundují pomaleji než molekuly nebo ionty rozpouštěné látky v roztoku.
- Průběh difúze je znázorněn na **Obr. 7-1**.

**Obr. 7-1** Schématické znázornění průběhu difúze:



(1) **Počáteční stav** - dvě navzájem mísitelné látky před vzájemným smísením.

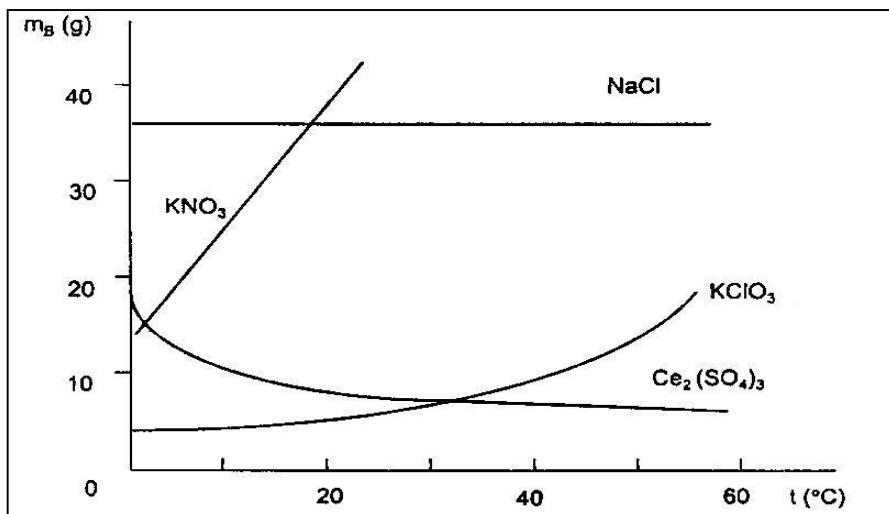
(2) **Vlastní difúze**: Látky přecházejí samovolně (**Brownovým pohybem**) z prostředí kde je jejich koncentrace vyšší směrem tam, kde byla dosud jejich koncentrace nižší. Nedifunduje jen jedna látka do druhé. Proces je pro látku a rozpouštědlo vzájemný.

(3) **Výsledný stav** - vznik roztoku, ustavení rovnovážného stavu

**Rozpustnost (S)** - maximální množství látky, které se rozpustí v určitém množství rozpouštědla za daných podmínek (teploty a tlaku).

- Vyjadřuje se buď **hmotnostním zlomkem** rozpouštěné látky nebo **hmotnosti** rozpouštěné látky, připadající na **100 g** rozpouštědla. Pro látku **B** tedy platí:  $S_B = \frac{m(B)}{m_R} \cdot 100 \text{ g}$ , kde  $m_R$  je hmotnost rozpouštědla.
- Rozpustnost často značně závisí na teplotě.

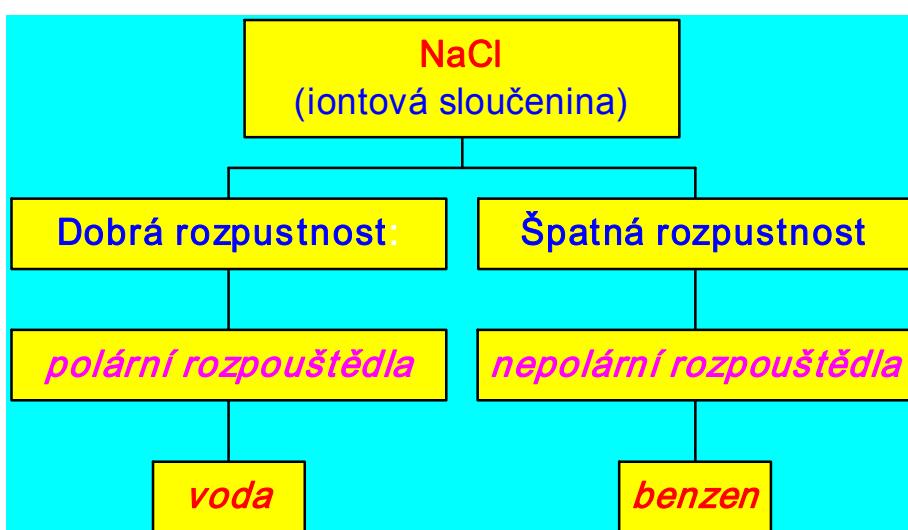
*Obr. 7-2 Závislost rozpustnosti některých solí na teplotě*



- Vzájemná rozpustnost látek** je závislá na jejich **chemické povaze**: je tím lepší, čím jsou látky chemicky příbuznější.

*Příklad:* Rozpustnost iontové sloučeniny NaCl uvádí následující schéma.

*Obr. 7-3 Schéma rozpustnosti iontové sloučeniny NaCl.*



**Tab. XIII** Přehled rozpustnosti některých anorganických sloučenin ve vodě

Sloučenina	Rozpustné	Nerozpustné
<i>oxidy kovů</i>	oxidy alkalických kovů oxidy kovů alkalických zemin	zbývající
<i>oxidy nekovů</i>	všechny kromě $\text{SiO}_2$	$\text{CO}$ je netečný
<i>hydroxidy</i>	alkalických kovů, kovů alkalických zemin, $\text{NH}_4\text{OH}$	zbývající
<i>dusičnaný</i>	všechny	hydroxiddusičnany, např. $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
<i>sírany</i>	zbývající	$\text{BaSO}_4, \text{SrSO}_4, \text{CaSO}_4, \text{PbSO}_4,$ $\text{Ag}_2\text{SO}_4, \text{HgSO}_4$
<i>chloridy</i>	zbývající	$\text{AgCl}, \text{PbCl}_2, \text{Hg}_2\text{Cl}_2$
<i>uhličitaný</i>	$\text{Na}_2\text{CO}_3, \text{K}_2\text{CO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	zbývající
<i>fosforečnaný</i>	$\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4, (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	zbývající

S rozpustností látek souvisí pojmy *nasycený*, *nenasycený* a *přesycený roztok*.

**Nasycený roztok** - roztok, ve kterém se za určité teploty již nerozpustí více látky. Přebytečná látka je v dynamické rovnováze s nasyceným roztokem.

- Složení nasyceného roztoku udává *rozpustnost* látky za dané teploty.

**Nenasycený roztok** - roztok, který obsahuje *méně* látky než udává její *rozpustnost* za dané teploty.

**Přesycený roztok** - obsahuje *více* rozpuštěné látky, než odpovídá *rozpustnosti* za dané teploty.

- Lze jej získat opatrním ochlazováním nenasyceného roztoku.
- Přesycený roztok představuje *metastabilní stav* - vhozením krystalku rozpuštěné látky ihned vykristalizuje nadbytečná látka a vznikne *nasycený roztok*, odpovídající dané teplotě.

### 7.2.1. Ideální roztok

- Modelová soustava, ve které se její složky vzájemně chemicky ani fyzikálně *neovlivňují*.
- Extenzívní veličiny (objem, energie aj.) jsou *aditivní - sčítatelné*.

**Příklad:** Objem ideálního roztoku je roven součtu objemů čistých složek.

- Vznik ideálního roztoku *není spojen* se spotřebou ani uvolňováním energie ve formě tepla.
- Pro ideální roztoky přesně platí **Raoultův zákon**.
- Ideálnímu roztoku se svým chováním přibližují směsi plynů a roztoky chemicky velmi příbuzných látek, např. uhlovodíků.

### 7.2.2. Raoultův zákon

- Jako nad každou čistou látkou se i nad roztokem ustavuje rovnovážný tlak nasycené páry. Složky roztoku jsou v plynné fázi nad roztokem zastoupeny tím více, čím jsou těkavější.
- Pro parciální tlak libovolné složky nad ideálním roztokem odvodil **M. M. Raoult** (1887) zákon, který lze vyjádřit vztahem:

$$p_B = p_B^0 x_B$$

**Parciální tlak  $p_B$  libovolné složky  $B$  nad ideálním roztokem je přímo úměrný molárnímu zlomku  $x_B$  této látky v roztoku.**

- Konstanta úměrnosti  $p_B^0$  odpovídá tenzi nasycené páry čisté látky  $B$  při stejném teplotě.
- Platnost Raoultova zákona je **podmínkou ideálnosti roztoku**.
- Zákon má pro roztoky stejný význam jako stavová rovnice ideálního plynu pro plyny.

### 7.2.3. Neideální roztoky

- Vykazují **odchylky** od Raoultova zákona. Odchylky mohou být kladné a záporné.
- Kladná odchylka - skutečná tenze složky nad roztokem je větší než v ideálním roztoku.
- Záporná odchylka - skutečná tenze složky nad roztokem je menší než v ideálním roztoku.
- Pro **velmi zředěné roztoky**, které vykazují odchylky od Raoultova zákona, platí **Henryho zákon**:

$$x_B = K_H p_B$$

**Molární  $x_B$  zlomek rozpuštěné látky  $B$  je přímo úměrný parciálnímu tlaku  $p_B$  této látky.**

- Konstanta úměrnosti  $K_H$  se nazývá **Henryho konstanta**. Závisí na druhu rozpouštědla a na teplotě. S rostoucí teplotou klesá.

### 7.2.4. Nejdůležitější typy roztoků

#### Směsi plynů

- Směsi vzájemně chemicky nereagujících plynů lze považovat za **ideální roztoky**.
- Složky plynné směsi se chovají navzájem nezávisle, jako by za daných podmínek byly v nádobě samy.
- Každou složku směsi lze charakterizovat **parciálním tlakem** (viz oddíl 6.4.3.).
- Celkový tlak směsi plynů je dán **Daltnovým zákonem** (viz oddíl 6.4.3.).
- Mezi parciálním tlakem  $p_B$  libovolné složky  $B$  a celkovým tlakem  $P$  plynné směsi platí vztah:

$$p_B = x_B P$$

kde  $x_B$  je molární zlomek složky  $B$  ve směsi

### Roztoky plynů v kapalinách

#### A) Plyn s kapalinou chemicky nereagují.

- Rozpustnost plynů v kapalném rozpouštědle je malá - vznikají zředěné roztoky.
- Pro rozpuštěný plyn platí Henryho zákon. *Rozpustnost plynu v kapalině vzrůstá s rostoucím parciálním tlakem plynu nad roztokem a s klesající teplotou.*

Příklad: O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, He

#### B) Plyn s kapalinou chemicky reagují.

- Rozpustnost takových plynů v kapalném rozpouštědle je velká. Při rozpouštění se uvolňuje teplo.
- Pro rozpuštěný plyn neplatí Henryho zákon.

Příklad: SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>

### Roztoky v kondenzovaných soustavách

- *Kondenzovaná soustava* - systém, ve kterém není přítomna plynná fáze.
- Vzájemná rozpustnost složek (kapaliny, roztavené kovy, soli, tuhé látky) je *velmi různá*. Některé složky se navzájem rozpouštějí ve všech poměrech, jiné se míší pouze omezeně.



Shrnutí



*V přírodě i technické praxi často nalézáme soustavy směsi, ve kterých jsou složky velmi jemně rozptýleny – dispergovány a vzájemně mezi sebou promíseny. Takové soustavy se označují jako disperzní. Jedna složka bývá přítomna v přebytku a vytváří disperzní prostředí, ve kterém jsou ostatní složky – disperzní podíly – rozptýleny. Klasifikace disperzních soustav se provádí podle různých kritérií. Jedním z nich je velikost částic disperzního podílu a uvedené soustavy podle něj dělíme na roztoky, koloidní disperze a hrubé disperze.*

*Roztoky jsou homogenní disperzní soustavy dvou nebo více chemicky čistých láttek. Vzávislosti na vnějších podmínkách mohou být plynné, kapalné i tuhé. U kapalných roztoků se složka v nadbyteku označuje jako rozpouštědlo, ostatní složky jsou rozpouštěné látky. Vlastní rozpouštění je samovolný proces, k němuž dochází tehdy, získá-li soustava smísením větší stabilitu, než je stabilita čistých složek. Některé látky spolu vytvářejí roztok v libovolném poměru – jsou neomezeně mísitelné, jiné se míší pouze v určitých poměrech až do vzniku nasyceného roztoku. Ty označujeme jako omezeně mísitelné.*

*Přidáme-li k roztoku další podíl rozpouštěné látky nebo rozpouštědla, dojde k samovolnému vyrovnaní koncentrací – difúzi.*



## Otázky k opakování



1. Kouř řadíme mezi:

- a) emulze
- b) aerosoly
- c) suspenze
- d) inkluze

2. Vzduch je:

- a) heterogenní, vícesložková soustava.
- b) heterogenní, vícefázová soustava.
- c) homogenní, vícesložková soustava.
- d) homogenní, vícefázová soustava.

3. Rozpustnost kyslíku ve vodě roste:

- a) s rostoucím parciálním tlakem O<sub>2</sub> a s klesající teplotou.
- b) s rostoucím parciálním tlakem O<sub>2</sub> a s rostoucí teplotou.
- c) s klesajícím parciálním tlakem O<sub>2</sub> a s klesající teplotou.
- d) s klesajícím parciálním tlakem O<sub>2</sub> a s rostoucí teplotou.

4. Nasycený roztok je:

- a) soustava dvou neomezeně mísetelných látek.
- b) roztok, ve kterém se za dané teploty již nerozpustí více látky
- c) roztok, který obsahuje méně látky, než je její rozpustnost za dané teploty
- d) roztok, který obsahuje více látky, než je její rozpustnost za dané teploty

5. Benzen C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> a toluen C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>CH<sub>3</sub> tvoří ideální roztok. Jaký bude objemový zlomek benzenu v roztoku, který vznikl smícháním 60 cm<sup>3</sup> benzenu a 20 cm<sup>3</sup> toluenu?

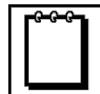
6. V roztoku kyseliny chlorovodíkové o objemu 300 cm<sup>3</sup> je rozpuštěno 5,00 g HCl.  
Vypočítejte molární koncentraci tohoto roztoku.

7. Hustota roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním zlomku w(NaOH) = 14,0 % je 1,1079 g·cm<sup>-3</sup>. Vypočítejte objem roztoku, v němž je obsaženo 320 g NaOH.

8. Hmotnostní zlomek KNO<sub>3</sub> v nasyceném roztoku při 20 °C je 0,243. Určete rozpustnost KNO<sub>3</sub> ve 100 g vody.



### Poznámka



Více příkladů na složení soustav a roztoků najdete např. ve skriptu: *Příklady z chemie pro bakalářské obory*, B. Kostura, M. Gregorová, Ostrava 2004, str.25 – 28.



## Řešení



1.b,

2. c,

3. a,

4. b

5.  $\varphi(C_6H_6) = V(C_6H_6)/[V(C_6H_6) + V(C_6H_5CH_3)] = 60 \text{ cm}^3/(60 \text{ cm}^3 + 20 \text{ cm}^3) = 0,75$

6.  $c(HCl) = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{5,00 \text{ g}}{36,5 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,3 \text{ dm}^3} = 0,46 \text{ mol dm}^{-3}$

7. Hmotnostní zlomek NaOH lze vyjádřit rovnicí:  $w(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{m_s} = \frac{m(NaOH)}{V_s \cdot \rho_s}$ .

Odtud vypočteme:  $V_s = \frac{m(NaOH)}{w(NaOH) \cdot \rho_s} = \frac{320 \text{ g}}{0,140 \cdot 1,1079 \text{ g cm}^{-3}} = 2063 \text{ cm}^3 = 2,06 \text{ dm}^3$

8. Ze zadанé hodnoty hmotnostního zlomku KNO<sub>3</sub> plyne, že ve 100 g roztoku je obsaženo 24,3 g KNO<sub>3</sub> a 75,7 g vody.

$$S_{KNO_3} = \frac{m(KNO_3)}{m_r} \cdot 100 \text{ g} = \frac{24,3 \text{ g}}{75,7 \text{ g}} \cdot 100 \text{ g} = 32,1 \text{ g}$$

## 8. Chemické reakce



### Studijní cíle:



- Osvojit si kritéria klasifikace chemických reakcí a umět je aplikovat na libovolnou reakci.
- Umět na základě reakčního tepla rozhodnout, zda je daná reakce exotermní nebo endotermní. Vědět, co tyto pojmy znamenají.
- Naučit se vyvozovat předběžné závěry o spontánnosti chemických dějů na základě jejich termodynamických charakteristik ( $\Delta H$ ).
- Vědět, jak je definována rychlosť chemické reakce.
- Znát možnosti ovlivňování rychlosti chemické reakce.
- Být schopen definovat pojmy katalýza a katalyzátor, umět vysvětlit průběh katalyzované reakce.
- Znát základní teorie chemické kinetiky.



### Obsah



- 8.1. Charakteristika chemických reakcí
- 8.2. Klasifikace chemických reakcí
- 8.3. Energetika chemických reakcí



### Výklad



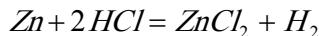
#### 8.1. Charakteristika chemických reakcí

**Chemické reakce** - děje, jejichž podstatou jsou změny vazeb mezi atomy ve sloučeninách.

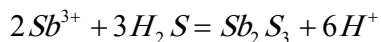
- Výsledek dějů - látkové přeměny, tj. zánik výchozích látek (*reaktantů*) a vznik nových látek (*produktů*).
- Průběh chemických reakcí se kvantitativně vyjadřuje *chemickými rovnicemi*.

**Chemická rovnice** - kvantitativní zápis chemické reakce.

- Rovnice musí splňovat ***zákon zachování hmotnosti*** - na obou stranách rovnice musí být stejný počet atomů daného prvku. Rovnost mezi levou a pravou stranou rovnice se znázorňuje ***rovníkem***.



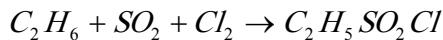
- Čísla udávající v chemické rovnici počet částic reaktantů a produktů se nazývají ***stechiometrické koeficienty***.
- Při reakcích iontů se uplatňuje ***zákon zachování elektrického náboje*** - úhrnný elektrický náboj reaktantů je roven úhrnnému elektrickému náboji produktů.



- V některých případech se v chemické rovnici uvádějí ***skupenské stavy látek***. K tomuto účelu se používají následující symboly:  
**(s)** - tuhá látka,   **(l)** - kapalina,   **(g)** - plyn,   **(aq)** - vodný roztok



- Nevyčíslená nebo neúplná chemická rovnice představuje ***reakční schéma***, v němž je rovník nahrazeno šípkou.



- Úplně sestavená a vyčíslená chemická rovnice umožňuje provádět ***stechiometrické výpočty***. Obvykle se při nich určuje množství reagující látky nebo produktu připadající na známé množství jiné reagující látky. Při výpočtech se vychází ze skutečnosti, že ***poměr látkových množství dvou látek v rovnici je roven poměru jejich stochiometrických koeficientů***. Vyjadřuje to vztah:

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{v_1}{v_2}$$

kde  $n_1$  a  $n_2$  jsou látková množství známé a počítané látky,  $v_1$  a  $v_2$  jsou příslušné stochiometrické koeficienty těchto látek.

**Příklad:** Vypočítejte, kolik gramů KCl vznikne rozkladem 24,5 g KClO<sub>3</sub>.

**Řešení:** Rozklad probíhá podle rovnice:  $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$ .  
Indexem 1 označíme KClO<sub>3</sub> a indexem 2 KCl. M<sub>1</sub> = 122,5 g mol<sup>-1</sup>, M<sub>2</sub> = 74,5 g mol<sup>-1</sup>, v<sub>1</sub> = v<sub>2</sub> = 2.

$$m_2 = \frac{v_2 \cdot m_1 \cdot M_2}{v_1 \cdot M_1} = \frac{24,5 \text{ g} \cdot 74,5 \text{ g mol}^{-1}}{122,5 \text{ g mol}^{-1}} = 14,9 \text{ g}$$

Rozkladem 24,5 g KClO<sub>3</sub> vznikne **14,9 g** KCl.

## 8.2. Klasifikace chemických reakcí

- Chemické reakce lze klasifikovat podle různých kritérií:

A) **Klasifikace podle vnějších změn** - rozlišujeme chemické reakce *skladné, rozkladné, substituční* a *reakce podvojné záměny*.

B) **Klasifikace podle počtu fází** - reakce se dělí na *homogenní* a *heterogenní*

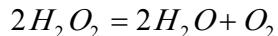
C) **Klasifikace podle přenášených částic** - nejčastěji používaný způsob dělení chemických reakcí. Klíčovým dějem je proces spojený s přenosem protonů, elektronů nebo s tvorbou koordinačně-kovalentní vazby. Rozlišujeme chemické *reakce protolytické, oxidačně-redukční* a *komplexotvorné*.

### 8.2.1. Klasifikace chemických reakcí podle vnějších změn

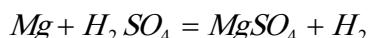
- **Reakce skladné (syntézy)** - ze dvou nebo více látek jednodušších vzniká látka složitější.



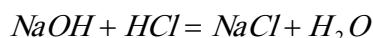
- **Reakce rozkladné (analýzy)** - z látky složitější vznikají dvě nebo více látek jednodušších.



- **Reakce substituční (vytěšňovací)** - atomy prvku vázaného ve sloučenině jsou nahrazeny atomy volného prvku.

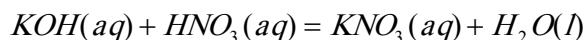
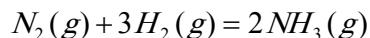


- **Reakce podvojné záměny (konverze)** - dochází k výměně atomů nebo atomových skupin mezi molekulami dvou sloučenin.

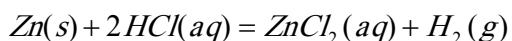


### 8.2.2. Klasifikace chemických reakcí podle počtu fází

- **Reakce homogenní** - všechny složky reakční soustavy jsou v jedné fázi.

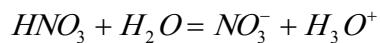


- **Reakce heterogenní** - složky jsou v reakční soustavě v různých fázích.

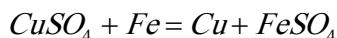


### 8.2.3. Klasifikace chemických reakcí podle přenášených částic.

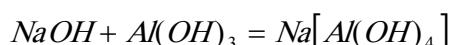
- **Protoľické reakce** - děje, založené na výměně protonu  $H^+$  mezi kyselinou a zásadou podle obecného vztahu: **kyselina = zásada +  $H^+$**



- **Oxidačně-redukční reakce** - mezi reagujícími látkami dochází k přenosu elektronů podle obecného vztahu: **Ox + ze<sup>-</sup> = Red**, kde **Ox** je oxidovaná a **Red** je redukovaná forma látky. Prvky mění svá oxidační čísla.



- **Komplexotvorné reakce** - vyznačují se přenosem iontů nebo molekul mezi reagujícími látkami za vzniku koordinačních sloučenin.



**Shrnutí**



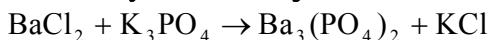
Děje, jejichž podstatou jsou změny vazeb mezi atomy ve sloučeninách, se označují jako chemické reakce. Jejich průběh se kvantitativně vyjadřuje chemickými rovnicemi. Každá úplná chemická rovnice musí splňovat zákon zachování hmotnosti a v případě reakce iontů také zákon zachování elektrického náboje. Chemické reakce lze klasifikovat podle různých kritérií. Nejčastějšími kritérii jsou počet fází v reakční soustavě a typ přenášených částic. Podle prvního dělíme reakce na homogenní a heterogenní, podle druhého rozlišujeme protoľické, oxidačně – redukční a komplexotvorné reakce.



## Otázky k opakování



1. Doplňte stechiometrické koeficienty do následující chemické rovnice:



2. Doplňte pravou stranu rovnice, rovnici vyčíslete a určete druh chemické reakce.



3. Z následujících tvrzení vyberte ta, která považujete za správná:

- a) součet objemů látek na levé straně rovnice se rovná součtu objemů látek na pravé straně rovnice,
- b) součet hmotností látek vstupujících do reakce se rovná součtu hmotností látek z reakce vystupujících,
- c) počet molů látek vstupujících do reakce se rovná počtu molů reakčních produktů,
- d) počet atomů určitého prvku na jedné straně rovnice se musí rovnat počtu jeho atomů na druhé straně rovnice.

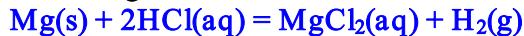
4. Která z následujících reakcí je reakce oxidačně - redukční:

- a)  $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$
- c)  $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- d)  $3\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{CuSO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

5. Protolytické reakce jsou děje, při kterých se mezi kyselinou a zásadou vyměňují:

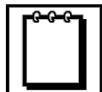
- a) neutrony
- b) protony
- c) elektrony
- d) ionty
- e) molekuly

6. Kolik fází je v následující heterogenní reakční soustavě?

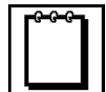


- a) 1 fáze
- b) 2 fáze
- c) 3 fáze
- d) 4 fáze

7. Vypočítejte hmotnost uhlíku potřebného k redukci 1000 g oxidu železitého na elementární železo.



### Poznámka



Více příkladů na sestavování a vyčíslování chemických rovnic, respektive na výpočty z chemických rovnic, najeznete ve skriptu: **Příklady z chemie pro bakalářské obory**, B. Kostura, M. Gregorová, Ostrava 2004, str.33 – 36, respektive 37 – 41.



### 8.3. Energetika chemických reakcí

**Chemická energetika** - zabývá se energetickou bilancí chemických dějů, z ní vyvozuje závěry o uskutečnitelnosti těchto dějů.

**Stav soustavy** - je určen souhrnem stavových funkcí. Jedná se především o termodynamické funkce **vnitřní energii ( $U$ )** a **entalpii ( $H$ )**.

**Termodynamický děj** - označuje se tak přechod z jednoho stavu reakční soustavy do stavu druhého. Děj může být vratný nebo nevratný.

- **Vratný (reverzibilní) děj** - soustava prochází velkým počtem malých stavových změn, při kterých je stále v rovnováze s okolím. Děj lze kdykoliv zastavit a obráceným sledem malých změn vrátit soustavu i okolí do původního stavu. Děj může být obrácen sám od sebe, neboť koná maximální práci.
- **Nevratný (ireverzibilní) děj** - každý děj, který probíhá samovolně (bez dodání energie). Při tomto ději není konána maximální práce, děj může být obrácen pouze dodáním vnější energie.

#### 8.3.1. Vnitřní energie reakční soustavy

- Součet všech druhů energií obsažených v soustavě (energie atomových jader a elektronů, energie všech druhů molekulového pohybu, energie mezmolekulového působení atd.)
- Nelze určit absolutní hodnotu vnitřní energie, ale pouze její změnu.

**Změna vnitřní energie ( $\Delta U$ )** - může být vyvolána chemickou reakcí.

- Projevuje se uvolňováním nebo spotřebou energie ve formě tepla ( $Q$ ) a práce ( $W$ ).

$$\Delta U = Q + W$$

- U chemických reakcí se uplatňuje pouze objemová práce (probíhají vesměs za konstantního atmosférického tlaku)  $W = -p\Delta V$ , kde  $\Delta V$  je změna objemu. Změnu vnitřní energie pak vystihuje rovnice:

$$\Delta U = Q - p\Delta V$$

#### 8.3.2. Reakční teplo

- Jedná se o teplo uvolněné nebo spotřebované při chemické reakci. Značí se  $Q$  a vyjadřuje se v jednotkách  **$kJ\ mol^{-1}$** .
- U chemických reakcí probíhajících za konstantního tlaku (izobarické děje) se reakční teplo ( $Q_p$ ) vyjadřuje pomocí změny stavové funkce **entalpie ( $\Delta H$ )**.

$$\Delta H = Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

## Chemie I – Průvodce studiem

- Podle toho, při jakém pochodu se reakční teplo uvolňuje nebo pohlcuje, rozdělujeme:
  - a) teplo neutralizační
  - b) teplo rozpouštěcí
  - c) teplo zředovací
  - d) teplo slučovací
  - e) teplo spalné
- **Standardní reakční teplo ( $\Delta H^0$ )** - reakční teplo reakce, jejíž výchozí látky i produkty jsou ve standardních stavech ( $T = 298 \text{ K}$ ,  $p = 101,325 \text{ kPa}$ , pevná látka je v nejstálejší modifikaci).
- Podle hodnot reakčního tepla dělíme chemické reakce na **exotermní** a **endotermní**.

**Exotermní reakce** - reakční soustava teplo uvolňuje,  $\Delta H < 0$ .

Příklad:

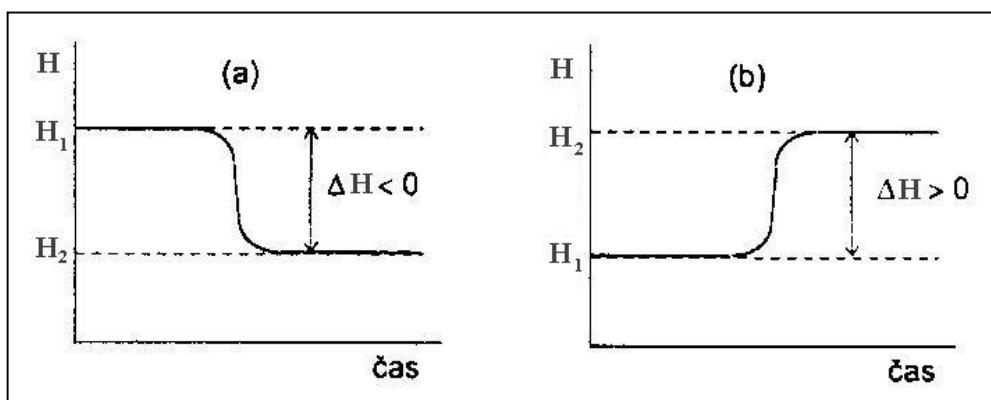


**Endotermní reakce** - reakční soustava teplo pohlcuje,  $\Delta H > 0$ .

Příklad:



*Obr. 8-1 Změny entalpie soustavy při chemické reakci*



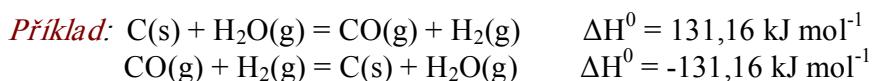
Legenda: (a) – průběh exotermické reakce

(b) – průběh endotermické reakce

### 8.3.3. Termochemické zákony

#### 1. Termochemický zákon:

**Reakční teplo přímé a zpětné reakce je až na znaménko stejné.**

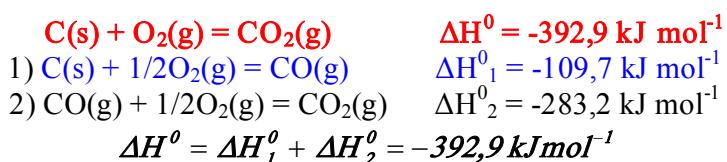


#### 2. Termochemický zákon (G. H. Hess, 1840):

**Celkové reakční teplo nezávisí na přechodných stavech reakce, ale jen na počátečním a konečném stavu reakční soustavy.**

- Zákon umožňuje vypočítat reakční tepla reakcí, u kterých je nelze přímo změřit.

*Příklad:*



#### 8.3.4. Výpočty reakčního tepla

- K výpočtům reakčního tepla lze využít slučovacích nebo spalných tepel.
- **Slučovací teplo ( $\Delta H_{sl}^0$ ) látky** - reakční teplo reakce, při níž vzniká 1 mol této látky z prvků. Slučovací tepla prvků ve standardním stavu jsou rovna nule.

$$\Delta H^0 = \sum (v \Delta H_{sl}^0)_{prod.} - \sum (v \Delta H_{sl}^0)_{vých.}$$

1. člen na pravé straně: součet slučovacích tepel produktů

2. člen na pravé straně: součet slučovacích tepel výchozích látek.

- Slučovací tepla je vždy nutno vynásobit stechiometrickým koeficientem (**v**) příslušné látky v chemické rovnici.
- **Spalné teplo ( $\Delta H_{sp}^0$ ) látky** - reakční teplo uvolněné při dokonalém spálení 1 molu látky na stálé oxidační produkty ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$  apod.).

$$\Delta H^0 = \sum (v \Delta H_{sp}^0)_{vých.} - \sum (v \Delta H_{sp}^0)_{prod.}$$

1. člen na pravé straně: součet spalných tepel výchozích látek

2. člen na pravé straně: součet spalných tepel produktů.

- Spalná tepla je vždy nutno vynásobit stechiometrickým koeficientem (**v**) příslušné látky v chemické rovnici.
- Slučovací a spalná tepla se udávají v ***kJ mol<sup>-1</sup>*** a jsou tabelována pro sloučeniny za standardních podmínek.

**Σ**

**Shrnutí**

**Σ**

*Při každé chemické reakci dochází k uvolňování nebo spotřebě energie ve formě tepla. Toto teplo se nazývá reakční teplo a nejčastěji se vyjadřuje jako změna stavové funkce entalpie ( $\Delta H$ ). Podle hodnoty  $\Delta H$  dělíme reakce na exotermní a endotermní. Tepelné zábarvení chemických reakcí se řídí dvěma termochemickými zákony. S jejich pomocí lze reakční tepla reakcí počítat. Ze změny entalpie lze usuzovat také na samovolnost chemických dějů. U většiny spontánně probíhajících dějů se entalpie soustavy snižuje. Pozor, změna entalpie není jediné kritérium, které určuje samovolný průběh chemických dějů.*



## Otázky k opakování



**8. Změna vnitřní energie soustavy se projevuje:**

- a) pouze uvolňováním nebo spotřebou energie ve formě tepla (Q),
- b) pouze konáním mechanické práce (W),
- c) uvolňováním nebo spotřebou energie ve formě tepla (Q) a práce (W),
- d) žádnou z uvedených možností.

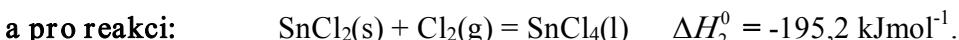
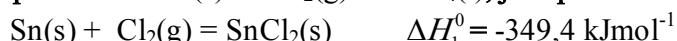
**9. Při exotermní reakci je:**

- |   |   |
|---|---|
| a) $\Delta H < 0$ , reakční teplo se spotřebuje | c) $\Delta H > 0$ , reakční teplo se spotřebuje |
| b) $\Delta H < 0$ , reakční teplo se uvolňuje   | d) $\Delta H > 0$ , reakční teplo se uvolňuje   |

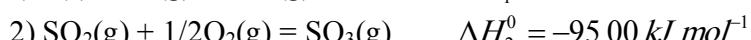
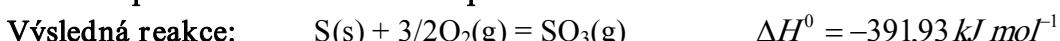
**10. Reakční teplo reakce  $2\text{HgO(s)} = 2\text{Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g})$  je  $\Delta H^0 = 180,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Jaká bude hodnota reakčního tepla reakce:  $2\text{Hg(g)} + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{HgO(s)}$ ?**

**11. Reakční teplo reakce  $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(g)} = \text{MgCl}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$  je  $\Delta H^0 = -456 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Jaké bude reakční teplo reakce, vznikne-li 6,5 molu vodíku.**

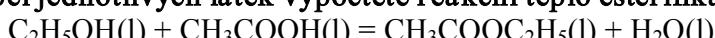
**12. Určete hodnotu  $\Delta H^0$  pro reakci  $\text{Sn(s)} + 2\text{Cl}_2(\text{g}) = \text{SnCl}_4(\text{l})$ , je li pro reakci:**



**13. Dokažte platnost Hessova zákona pro reakci vzniku oxidu sírového.**



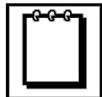
**14. Ze spalných tepel jednotlivých látek vypočtěte reakční teplo esterifikace:**



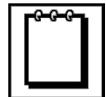
$$\Delta H_{spal}^0 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH(l)} = -1373,3 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_{spal}^0 \text{ CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{l}) = 2279,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{spal}^0 \text{ CH}_3\text{COOH(l)} = 870,9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{spal}^0 \text{ H}_2\text{O(l)} = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$$



**Poznámka**



Více příkladů na výpočet reakčních tepel naleznete ve skriptu: **Příklady z chemie**, J. Tržil, J. Ullrych, V. Slovák, Ostrava 1994 a novější vydání, str. 91 – 95.



## Výklad



### 8.4. Chemická kinetika

- Část chemie, která vyšetřuje, ***jakou cestou*** a ***jak rychle*** dospívá reakční soustava z počátečního stavu do určitého stavu konečného.
- Na rozdíl od termochemie studuje chemická kinetika reakční systém v kterémkoliv okamžiku.
- Konečným cílem chemické kinetiky je objasnění ***reakčních mechanizmů***.

**Reakční mechanizmus** - cesty (např. dílčí chemické reakce), po kterých přechází reakční soustava z počátečního do konečného stavu. Podle reakčního průběhu dělíme chemické reakce na **jednoduché** a **složené**.

- **Jednoduché reakce** - jejich průběh lze vyjádřit jedinou rovnicí
- **Složené reakce** - jejich průběh se vyjadřuje soustavou rovnic. Patří sem reakce **bočné** a reakce **následné**.

#### Příklady jednoduchých reakcí:

- syntézní reakce  $Fe + S = FeS$
- samovolné radioaktivní rozpady  $^{226}_{88} Ra = ^{222}_{86} Rn + {}_2^4 \alpha$

#### Příklady složených reakcí:

- bočné reakce
 
$$\begin{aligned} C_2H_5OH &\xrightarrow{k_1} C_2H_4 + H_2O \\ C_2H_5OH &\xrightarrow{k_2} CH_3CHO + H_2 \end{aligned}$$

$$\begin{array}{rcl} I. & 2NO = N_2O_2 \\ II. & N_2O_2 + Cl_2 = 2NOCl \\ & \hline \\ & 2NO + Cl_2 = 2NOCl \end{array}$$
- následné reakce

#### 8.4.1. Reakční rychlosť

- Je dána časovým úbytkem látkového množství kterékoliv výchozí látky nebo příruškem látkového množství kteréhokoliv produktu reakce děleným stechiometrickým koeficientem této látky.

**Reakční rychlosť (J)** je pro obecnou látku **B** určena vztahem:

$$J = \frac{1}{v_B} \frac{dn_B}{dt}$$

kde  $t$  je čas a  $v_B$  je stechiometrický koeficient látky B v chemické rovnici.

**Reakční rychlosť je podíl úbytku látkového množství některé z výchozích látiek nebo přírušku látkového množství některého z produktů a součinu stechiometrického koeficientu a časového intervalu.**

- Jednotkou reakční rychlosťi je  $\text{mol s}^{-1}$ .
- Pro **izochorické reakčné děje** ( $V = \text{konst.}$ ) lze reakční rychlosť vyjádriť ako časovou změnu molární koncentracie látky  $B$ .

$$v = \frac{1}{v_B} \frac{dc_B}{dt}$$

- Jednotkou takto upravené reakční rychlosťi je  $\text{mol dm}^{-3} \text{s}^{-1}$ .

#### 8.4.2. Teorie chemické kinetiky

**Srážková teorie** - podmínkou vzniku chemické reakcie mezi dvěma molekulami látiek je jejich **vzájemná srážka**.

- Aby byla srážka účinná (tj. vedla k chemické reakci), musí být splněny tyto podmínky:
  - molekuly látiek **musí být** v okamžiku srážky vůči sobě **vhodně prostorově orientovány**.
  - molekuly látiek **musí mít** v okamžiku srážky dostatečně **vysokou kinetickou energii**.
- Minimální energie potřebná k uskutečnění chemické reakce se nazývá **aktivacní energie  $E_A$** . Její hodnota je dána rozdílem potenciálních energií aktivovaného komplexu a výchozích látiek.

**Teorie absolutních reakčních rychlosťí** - předpokládá, že v okamžiku srážky vzniká nový nestálý celek - **aktivovaný komplex**.

- V aktivovaném komplexu dochází současně k oslabování původních vazeb (energie se spotřebovává) a vytváření vazeb nových (energie se uvolňuje).
- Protože každá molekula produktů chemické reakce **musela** projít aktivovaným komplexem, je reakční rychlosť úměrná koncentraci aktivovaných komplexů.

#### 8.4.3. Faktory ovlivňující rychlosť chemické reakce

**Vliv koncentrace reagujících láték** – popisuje Guldbergův-Waageův zákon:

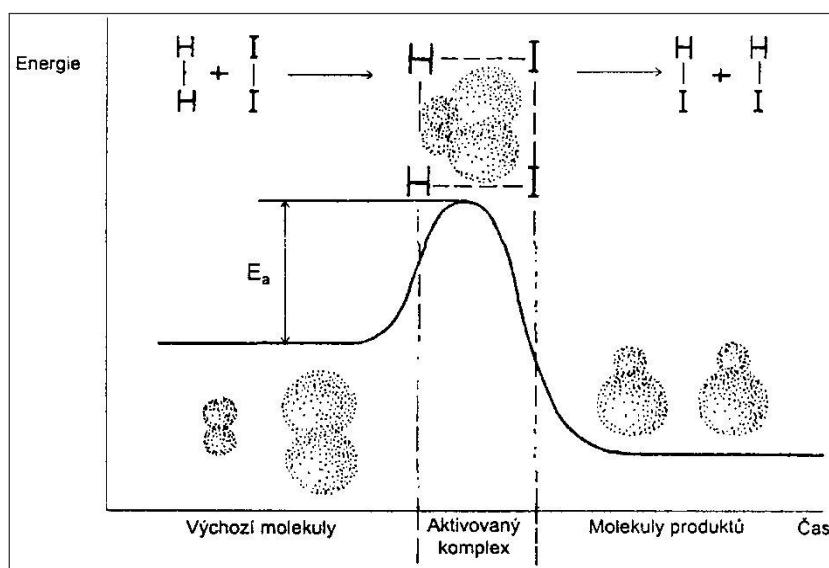
**Rychlosť chemické reakce je úměrná součinu okamžitých koncentrací reagujících (tj. výchozích) látiek** (Guldberg, Waage, 1867).

- Pro reakci  $aA + bB = cC + dD$  lze uvedenou závislost vyjádřit **kinetickou rovnicí**:

$$v = k c_A^a c_B^b$$

kde konstanta úměrnosti  $k$  je **rychlostní konstanta**.

*Obr. 8-2 Průběh reakce jodu s vodíkem.*



- Součet exponentů v kinetické rovnici se nazývá **řád reakce**. U jednoduchých reakcí jsou exponenty totožné se stechiometrickými koeficienty reaktantů, u složitějších reakcí se získávají experimentálně.
- Řád reakce slouží k objasňování reakčních mechanismů.

**Vliv teploty** na rychlosť chemické reakcie matematicky vyjadruje tzv. **Arrheniova rovnice** - řeší vztah mezi rychlostní konstantou dané reakce a teplotou.

$$k = A e^{-\left(\frac{E_A}{RT}\right)}$$

- A** je konstanta úměrnosti (tz. frekvenční faktor), **E<sub>A</sub>** je aktivační energie, **R** je molární plynová konstanta ( $R = 8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ ), **T** je termodynamická teplota a **e** je základ přirozených logaritmů ( $e = 2,718$ ).
- Vzrosteli teplota**, klesá hodnota exponentu  $\frac{E_A}{RT}$  v **Arrheniově rovnici** a **rychlosť reakce vzrůstá**.

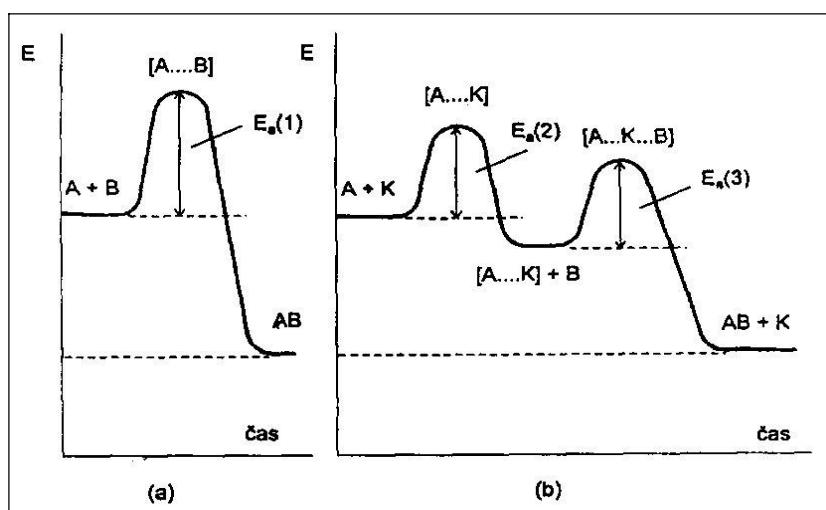
### Vliv katalyzátoru

- Rychlosť chemických reakcií ovlivňuje prítomnosť některých látok, a to i v nepatrém množství. Jev se nazývá **katalýza** a látky, které jej způsobují **katalyzátory**.
- Katalyzátor** - látka, která již v nepatrém množství značně ovlivňuje rychlosť chemické reakcie a přitom vychází z reakce nezměněna. **Zvýšení rychlosti** reakce je způsobeno **snížením aktivační energie**, protože reakce probíhá jiným mechanizmem.
- Pozitivní katalyzátor** - urychlují chemickou reakci  
**Negativní katalyzátor (inhibitor)** - zpomalují chemickou reakci.

Funkce katalyzátorů spočívá v přednostní tvorbě meziproduktů, které se během následné reakce rozkládají. Tyto meziprodukty vytvořené s pozitivním katalyzátorem snižují velikost hodnoty aktivační energie dané reakce, a tím zvyšují její rychlosť (viz obr. 8-3).

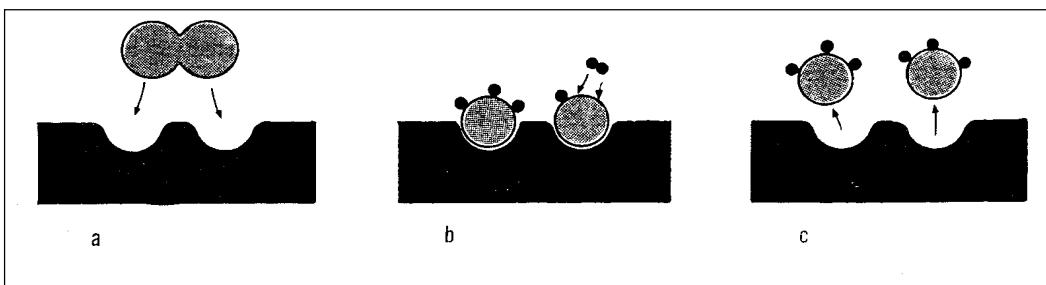
*Obr. 8-3 Energetický diagram nekatalyzované (a) a katalyzované (b) reakce.*

**Legenda:**  
 A, B - reaktanty  
 K - katalyzátor  
 AB - produkt  
 [...] - aktivovaný komplex



- Katalýzu dělíme podle prostředí, ve kterém probíhá, na **homogenní** a **heterogenní**.  
**Homogenní katalýza** - reagující látky i katalyzátor jsou ve stejné fázi (obvykle v plynné nebo kapalné).  
**Heterogenní katalýza** - katalyzátor je v jiné fázi (obvykle tuhé) než reagující látky (obvykle v kapalné nebo plynné fázi), viz **obr. 8-4**.

Obr. 8-4 Schéma katalyzované syntézy amoniaku z prvků



**Legenda:** a) adsorpce N<sub>2</sub> katalyzátorem, b) reakce dusíku s H<sub>2</sub>, c) desorpce NH<sub>3</sub>

- **Promotory** - látky, které v malých množstvích pozitivně ovlivňují účinek tuhých katalyzátorů.
- **Katalyzátorové jedy** - látky, které snižují účinnost katalyzátorů a často způsobují jejich znehodnocení (např. CO, H<sub>2</sub>S, HCN).

$\Sigma$

Shrnutí

$\Sigma$

*Studiem rychlosti chemických reakcí a faktorů, které tuto rychlosť ovlivňují, se zabývá chemická kinetika. Jejím cílem je objasnení reakčních mechanismů.*

*Reakční rychlosť chemické reakce je dána časovým úbytkem látkového množství kterékoliv výchozí látky nebo přírůstkem látkového množství kteréhokoliv produktu děleným stechiometrickým koeficientem této látky. Závisí na okamžité koncentraci výchozích látok, teplotě reakční soustavy a na přítomnosti katalyzátoru.*

*Nezbytnou podmínkou vzniku chemické reakce je srážka častic výchozích látok. Aby byla srážka účinná, musí být částice při srážce vhodně prostorově orientovány a musí mít dostatečnou kinetickou energii. Minimální energie potřebná k uskutečnění chemické reakce se nazývá aktivační energie. Nesoulad hodnot aktivačních energií vypočtených a experimentálně zjištěných vedl k vypracování teorie absolutních reakčních rychlosťí. Tato teorie předpokládá vznik nestálého reakčního meziproduktu – aktivovaného komplexu, který obsahuje jak oslabené původní vazby, tak i zárodky vazeb nových.*



## Otzázkы k opakování



**15. Vyberte správné tvrzení. Reakční rychlosť**

- a) nezávisí na koncentraci výchozích látiek.
- b) je dáná časovým úbytkem látkového množstvá výchozí látky.
- c) se snižuje pôsobením katalyzátorov.
- d) nezávisí na teplotě.

**16. Aktivačná energia  $E_A$  aktivovaného komplexu je určená:**

- a) podielom potenciálnej energie aktivovaného komplexu a potenciálnej energie výchozích látiek,
- b) súčtom potenciálnych energií výchozích látiek a produktu
- c) rozdielom potenciálnej energie aktivovaného komplexu a potenciálnej energie výchozích látiek,
- d) rozdielom potenciálnej energie aktivovaného komplexu a potenciálnej energie produktu

**17. Rychlosť chemické reakcie s rostoucou teplotou**

- a) roste
- b) klesá
- c) nemiení sa
- d) záleží na typu reakcie

**18. Vyberte pravdivé tvrzení:**

- a) pri spontánné probíhající reakci se teplo nikdy neuvolňuje
- b) katalyzátory zvyšují rychlosť reakcie, protože snižují aktivačnú energiu
- c) reakčná rychlosť nezávisí na koncentraci reaktantov
- d) reakčná rychlosť závisí pouze na teplote

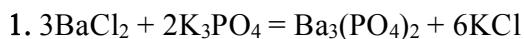
**19. Určete rychlosť chemické reakcie, změní-li se v časovém intervalu 15 s koncentrace produktu z 0,20 na 0,40 mol dm<sup>-3</sup>. Uvažujeme, že reakčná rychlosť je v tomto časovém intervalu konstantná.**

**20. Rychlosť určité reakcie pri teploti 20 °C je 0,10 mol dm<sup>-3</sup> s<sup>-1</sup>. Určete rychlosť této reakcie pri teploti 50 °C, vime-li, že pri každém zvýšení teploty o 10 °C se rychlosť reakcie vždy zdvojnásobí.**

**21. Určete celkový řád reakcie:  $\text{CH}_3\text{Br} + \text{KOH} = \text{CH}_3\text{OH} + \text{KBr}$ . Zapište kinetickou rovnici dané reakcie.**



## Řešení



2.  $\text{As}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ . Jedná se o reakci podvojně záměny, reakce je heterogenní.

3. b, d,

4. d,

5. b,

6. c,

7. Oxid železitý se redukuje uhlíkem podle rovnice:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}$ .

Indexem 1 označíme  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  a indexem 2 C.  $M_1 = 159,6 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $M_2 = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $v_1 = 1$ ,  $v_2 = 3$ .

$$m_2 = \frac{v_2 \cdot m_1 \cdot M_2}{v_1 \cdot M_1} = \frac{3 \cdot 1000 \text{ g} \cdot 12,0 \text{ g mol}^{-1}}{159,6 \text{ g mol}^{-1}} = 225,6 \text{ g}$$

8. c,

9. b,

10. Z 1. termochemického zákona plyne, že  $\Delta H^0 = -180,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

11.  $\Delta H^0 = (-456 \text{ kJ mol}^{-1}) \cdot 6,5 = -2964 \text{ kJ mol}^{-1}$

12. Z 2. termochemického zákona plyne:  $\Delta H^0 = -349,4 \text{ kJ mol}^{-1} - 195,2 \text{ kJ mol}^{-1} = -544,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

13.  $\Delta H^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 = -296,93 \text{ kJ mol}^{-1} + (-95,00 \text{ kJ mol}^{-1}) = 391,93 \text{ kJ mol}^{-1}$

14.  $\Delta H^0 = \sum (v \Delta H_{sp}^0)_{vých.} - \sum (v \Delta H_{sp}^0)_{prod.} = -1373,3 \text{ kJ mol}^{-1} + (-870,9 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-2279,3 \text{ kJ mol}^{-1}) = 35,1 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

15. b,

16. c,

17. a,

18. b,

19. Rychlosť reakcie lze vypočítat ze vztahu:  $v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ ,

kde  $\Delta c = c_2 - c_1 = 0,40 \text{ mol dm}^{-3} - 0,20 \text{ mol dm}^{-3} = 0,20 \text{ mol dm}^{-3}$ . Po dosazení dostaneme:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{0,20 \text{ mol dm}^{-3}}{15 \text{ s}} = 0,013 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

20. Výsledky lze shrnou do následující tabulky:

Tepločita (°C)	Rychlosť reakcie (mol dm <sup>-3</sup> s <sup>-1</sup> )
20	$v = 0,1$
30	$v_1 = 2v = 0,2$
40	$v_2 = 2v_1 = 0,4$
50	$v_3 = 2v_2 = 0,8$

21. Kinetická rovnice uvedené reakce má tvar:  $v = k \cdot c_{CH_3Br} \cdot c_{KOH}$ . Z kinetické rovnice plyne, že řád reakce = 2.

## 9. Chemická rovnováha



### Studijní cíle:



- Osvojit si Guldbergův - Waageův zákon chemické rovnováhy a pochopit význam rovnovážné konstanty.
- Naučit se odvodit rovnovážnou konstantu pro libovolnou reakci.
- Na příkladu konkrétní vratné chemické reakce umět vysvětlit, jak je možné ovlivňovat rovnováhu tohoto systému.



### Obsah



#### 9.1. Charakteristika chemické rovnováhy

#### 9.2. Rovnovážná konstanta reakce



### Výklad



#### 9.1. Charakteristika chemické rovnováhy

**Chemická rovnováha** - stav soustavy, v němž se **nemění** její složení, i když v ní neustále probíhají chemické děje. Ustavená rovnováha má charakter **dynamické rovnováhy**.

- Homogenní chemická rovnováha - všechny reakční složky jsou v jedné fázi.
- Heterogenní chemická rovnováha - v reakční směsi je více fází.
- Každá reakce probíhá do ustavení rovnovážného stavu, který je charakterizován hodnotou **rovnovážné konstanty K**.
- Reakce s hodnotou rovnovážné konstanty blízkou 1, které lze změnou podmínek (např. změnou koncentrace látek) snadno obracet se nazývají **vratné reakce**. V reakční soustavě jsou stále přítomny jak výchozí látky, tak i produkty.
- **Nevratné reakce** - probíhají kvantitativně - tedy tak dlouho, dokud se nespotřebují výchozí látky.

## 9.2. Rovnovážná konstanta reakce

- Slouží k fyzikálnímu popisu chemické rovnováhy dané reakce.
- Podmínkou chemické rovnováhy je vyrovnaní rychlostí přímé a zpětné reakce.

*Příklad:* Pro obecnou reakci typu  $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

$$\text{je rychlosť přímé reakcie} \quad v_1 = k_1 [A]^a [B]^b$$

$$\text{je rychlosť zpětné reakcie} \quad v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

$$\text{Podmínka rovnováhy:} \quad v_1 = v_2 = k_1 [A]_r^a [B]_r^b = k_2 [C]_r^c [D]_r^d$$

*Pozn.:* index  $r$  vyjadřuje rovnovážnou koncentraci.

Výrazy v hranatých závorkách vyjadřují relativní látkové koncentrace, definované vztahem:

$$[A] = \frac{c_A}{1 \text{ mol dm}^{-3}}.$$

- Rovnovážná konstanta pro výše uvedenou obecnou reakci se odvozuje z podmínky rovnováhy a bude mít tvar:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]_r^c [D]_r^d}{[A]_r^a [B]_r^b}$$

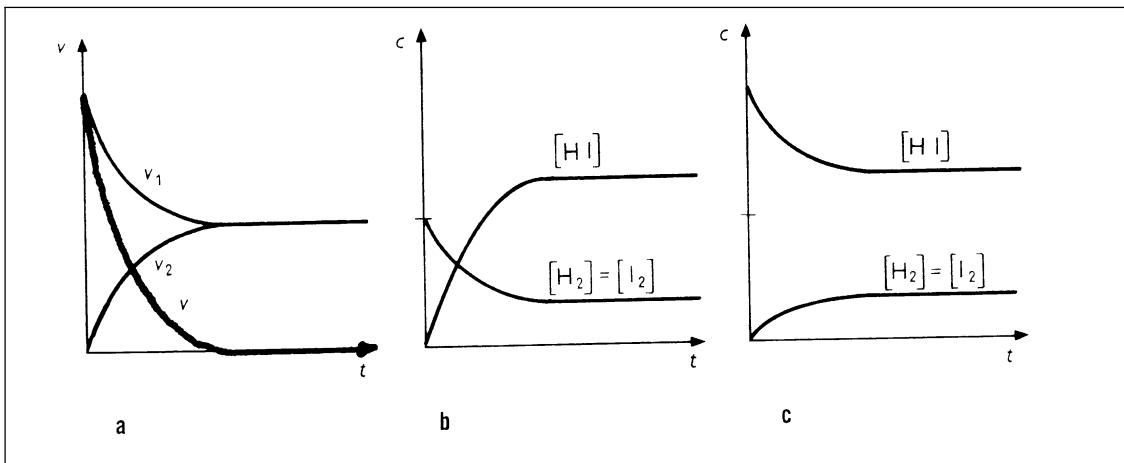
kde index  $c$  u rovnovážné konstanty znamená, že byla vyjádřena pomocí látkových koncentrací reagujících látok. Index  $r$  vyjadřuje rovnovážnou koncentraci.

- Vztah pro  $K_c$  se nazývá **Guldbergův - Waageův zákon** rovnováhy:

*Součin relativních rovnovážných koncentrací produktů, umocněných příslušnými stechiometrickými koeficienty, dělený součinem relativních rovnovážných koncentrací výchozích látok, umocněných příslušnými stechiometrickými koeficienty, je pro danou reakci a teplotu konstantní.*

*Příklad:* Pro reakci  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

$$\text{bude mít rovnovážná konstanta tvar} \quad K_c = \frac{[HI]_r^2}{[H_2]_r [I_2]_r}.$$



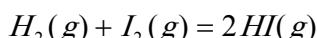
**Obr. 9-1** Změny rychlostí a koncentrací při ustavení dynamické rovnováhy reakce:



- a) změny rychlostí, vychází-li reakce z  $\text{H}_2$  a  $\text{I}_2$
- b) změny koncentrací, vychází-li reakce z  $\text{H}_2$  a  $\text{I}_2$
- c) změny koncentrací, vychází-li reakce z  $\text{HI}$

- U reakcí probíhajících v plynné fázi lze rovnovážnou konstantu vyjádřit i relativními parciálními tlaky ( $p_i$ ), složek.

*Příklad:* Pro reakci



bude mít rovnovážná konstanta tvar:  $K_p = \frac{(p_{\text{HI}})_r^2}{(p_{\text{H}_2})_r (p_{\text{I}_2})_r}$

- Relativní parciální tlak je poměr parciálního tlaku látky ke zvolenému standardnímu tlaku  $p_0$ . Obvykle je  $p_0 = 101,325 \text{ kPa}$ .
- Mezi rovnovážnými konstantami  $K_c$  a  $K_p$  existuje vzájemný vztah, umožňující jejich přepočet:

$$K_p = K_c \left( \frac{c_0 RT}{p_0} \right)^{\Delta n}$$

kde  $c_0 = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ ,  $p_0 = 101,325 \text{ kPa}$ ,  $\Delta n$  je rozdíl stechiometrických koeficientů reagujících láttek.

Pro uvedenou reakci:  $\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$ , pak  $K_p = K_c$ .

### 9.2.1. Heterogenní chemická rovnováha

- V heterogenních soustavách nejsou všechny složky ve stejné fázi.
- **Rovnovážná konstanta** je v heterogenních soustavách definována **pouze parciálními tlaky plyných látek** nebo **konzentracemi látek přítomných v nenasyceném roztoku**.

*Příklad:*

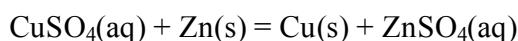
A) rozklad uhličitanu vápenatého:



Rovnovážná konstanta:

$$K_p = (p_{\text{CO}_2})_r$$

B) Vytěšňování mědi zinkem:



Rovnovážná konstanta:

$$K_c = \frac{[\text{ZnSO}_4]_r}{[\text{CuSO}_4]_r}$$

### 9.2.2. Využití rovnovážných konstant

- Podle hodnoty rovnovážné konstanty lze předpovědět, kterým **směrem** bude reakce probíhat a na které **straně** se ustaví rovnovážný stav.

**Důsledky:**

**K > 10<sup>6</sup>**    [rovnováha je zcela vpravo](#)  
(v systému existují prakticky jen produkty)

**K = 1**        [rovnováha je uprostřed](#)

**K < 10<sup>-6</sup>**    [rovnováha je zcela vlevo](#)  
(v systému existují prakticky jen výchozí látky)

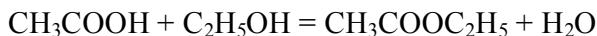
### 9.2.3. Faktory ovlivňující chemickou rovnováhu

- Vliv reakčních podmínek na rovnovážné složení soustavy je dán obecným **principem akce a reakce** (Le Chatelier, K. F. Braun, J. H. van't Hoff):

***Porušení rovnováhy vnějším zásahem (akcí) vyvolává děj (reakci) směřující ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu.***

### A) Ovlivňování rovnovážného složení soustavy změnou koncentrace

*Příklad:*



$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_r [\text{H}_2\text{O}]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]_r}$$

- **Odebírání produktu** ( $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ ) vede k posunu rovnováhy **doprava**.
- **Přidáním výchozí látky** (např.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) se rovnováha posouvá **doprava**.

### B) Ovlivňování rovnovážného složení soustavy změnou tlaku

- Změnou tlaku lze ovlivňovat chemickou rovnováhu u reakcí, v nichž se mění látková množství plynných reakčních složek.

*Příklad:*



$$K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3})_r (p_{\text{HCl}})_r}{(p_{\text{NH}_4\text{Cl}})_r}$$

- **Snížením tlaku** se posouvá chemická rovnováha **doprava** (ve směru zvětšení látkového množství a tím i objemu).
- **Zvýšením tlaku** vede k posunu rovnováhy **doleva** (ve směru zmenšení látkového množství).

### C) Ovlivňování rovnovážného složení soustavy změnou teploty

- **Endotermní reakce** - s **rostoucí teplotou** roste hodnota rovnovážné konstanty, rovnováha se posouvá **doprava** (k produktům).
- **Exotermní reakce** - s **rostoucí teplotou** klesá hodnota rovnovážné konstanty, rovnováha se posouvá **vlevo** (k reaktantům).

### D) Ovlivňování rovnovážného složení soustavy katalyzátorem

*Příklad:*

- **nekatalyzovaná reakce:**  $\text{A}_2 + \text{B}_2 \rightleftharpoons 2\text{AB}$

rovnovážná konstanta:  $K_c = \frac{[\text{AB}]^2_r}{[\text{A}_2]_r [\text{B}_2]_r}$

- **katalyzovaná reakce:**
  - I.  $2\text{K} + \text{A}_2 \rightleftharpoons 2\text{KA}$
  - II.  $2\text{KA} + \text{B}_2 \rightleftharpoons 2\text{K} + 2\text{AB}$

rovnovážné konstanty:  $K_{c_1} = \frac{[\text{KA}]^2_r}{[\text{K}]^2_r [\text{A}_2]_r} \quad K_{c_2} = \frac{[\text{K}]^2_r [\text{AB}]^2_r}{[\text{KA}]^2_r [\text{B}_2]_r}$

Výsledná rovnovážná konstanta:  $K_c = K_{c_1} K_{c_2} = \frac{[AB]_r^2}{[A_2]_r [B_2]_r}$

- Katalyzátor urychlí ustavení rovnováhy, **neovlivňuje** však hodnotu  $K_c$ , a tedy ani **rovnovážné složení soustavy**.

Možnosti ovlivňování rovnovážného složení reakční soustavy shrnuje následující **Tab. XIV.**

**Tab. XIV** Přehled aplikací principu akce a reakce na chemickou rovnováhu.

Vnější zásah (akce)	Posun rovnováhy (reakce)
přidání výchozí látky	ve směru produktů
přidání produktu	ve směru výchozích látek
odebírání produktu	ve směru produktů
zvýšení tlaku	ve směru menšího objemu
snížení tlaku	ve směru většího objemu
snížení teploty	ve směru exotermní reakce
zvýšení teploty	ve směru endotermní reakce



## Shrnutí



*Chemická rovnováha se ustavuje v soustavě látek, mezi nimiž probíhají vratné chemické reakce. Jsou-li všechny reakční složky v jedné fázi, jedná se o rovnováhu homogenní. Je-li reakční směs tvořená více fázemi, je rovnováha heterogenní. Vratné chemické reakce jsou reakce probíhající oběma směry. Výsledná rychlosť přeměny je dána rozdílem rychlostí reakcí v obou směrech. V případě ustavení rovnováhy se reakční rychlosti v obou směrech vyrovnávají a výsledná rychlosť reakce klesá na nulu. Složení soustavy se již dále nemění, i když obě reakce probíhají nadále. Ustavená rovnováha má charakter dynamické rovnováhy.*

*Každou chemickou rovnováhu lze charakterizovat rovnovážnou konstantou. Tato konstanta je matematickým vyjádřením Guldbergova – Waageova zákona, podle něhož je součin rovnovážných koncentrací produktů, umocněných na příslušné stechiometrické koeficienty, dělený součinem rovnovážných koncentrací výchozích látek, umocněných na příslušné stechiometrické koeficienty, konstantní. V případě plynných soustav lze jejich rovnovážné složení vyjádřit i parciálními tlaky jednotlivých složek.*

*V heterogenních soustavách je rovnovážná konstanta definována pouze parciálními tlaky plynných látek nebo koncentracemi látek přítomných v nenasyceném roztoku.*

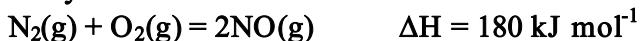
*Vliv reakčních podmínek na rovnovážné složení soustavy je dán principem akce a reakce. Rovnovážné složení soustavy lze v souladu s tímto principem ovlivňovat změnou koncentrací, teploty, popř. tlaku.*



## Otázky k opakování



1. Zapište různými způsoby rovnovážnou konstantu reakce:



2. Jak ovlivní zvýšení teploty nebo tlaku rovnováhu reakce uvedené v příkladu 1?

3. Napište rovnovážnou konstantu pro uvedené rovnovážné systémy:

- a)  $2Cl_2(g) + 2H_2O(g) = 4HCl(g) + O_2(g)$
- b)  $C(s) + CO_2(g) = 2CO(g)$
- c)  $NH_4HS(s) = NH_3(g) + H_2S(g)$

4. Chemická rovnováha v reakčním systému je charakterizována:

- a) neustále proměnnou koncentrací výchozích látek a produktů,
- b) neměnnou koncentrací výchozích látek a proměnnou koncentrací produktů,
- c) proměnnou koncentrací výchozích látek a neměnnou koncentrací produktů,
- d) neměnnou koncentrací výchozích látek a produktů.

5. Guldbergův - Waageův zákon byl odvozen na základě závislosti:

- a) rychlosti chemické reakce na koncentracích výchozích látek,
- b) energie chemické reakce na tepelném obsahu látek,
- c) rychlosti chemické reakce na potenciální energii produktů,
- d) rychlosti chemické reakce na potenciální energii výchozích látek.

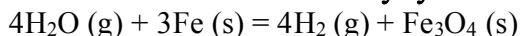
6. Vyberte správné tvrzení pro rovnovážné reakce:

- a) zvýšení teploty má vliv na vzrůst koncentrace produktů exotermní reakce,
- b) při odebírání produktu dochází ke zvýšení koncentrace výchozích látek,
- c) změna tlaku nemá vliv na rovnovážnou reakci, při níž se látkové množství plynných složek nemění,
- d) odebírání produktu neovlivňuje rovnovážný stav reakce.

7. Má-li systém vysokou hodnotu rovnovážné konstanty znamená to, že v systému:

- a) existují prakticky jen produkty,
- b) existují prakticky jen výchozí látky,
- c) jsou koncentrace výchozích látek i produktů prakticky stejné,
- d) reakce probíhá typicky vratně.

8. Vypočtěte průměrnou hodnotu rovnovážné konstanty systému:



při teplotě 900 °C na základě těchto experimentálních údajů:

$(\text{p}_{\text{H}_2})_r$	14,2	30,6	67,4	50,1
$(\text{p}_{\text{H}_2\text{O}})_r$	10,0	21,5	46,6	36,4

9. Doplňte tabulku pro reakci:  $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{l}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l}) = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 (\text{l}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ .

Rovnovážné koncentrace ( $\text{mol dm}^{-3}$ )				Hodnota $K_c$
$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{l})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l})$	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 (\text{l})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	
0,829	0,009	0,171	0,171	
0,333	0,333	0,667	0,667	
1,320	0,142	0,858	0,858	
0,034	7,034	0,966	0,966	

Vypočtěte průměrnou hodnotu rovnovážné konstanty tohoto systému.

10. Rovnovážná konstanta systému:  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) = 2\text{HI} (\text{g})$  je 66,5 při 633 K a 50,7 při 713 K.

a) Reakce zleva doprava je exotermní nebo endotermní?

b) Jaká je hodnota rovnovážné konstanty  $K_1$  systému:  $\frac{1}{2} \text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{I}_2 (\text{g}) = \text{HI} (\text{g})$  při teplotě 633 K a 713 K.



## Řešení



$$1. K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2]_r [O_2]_r} \quad nebo \quad K_p = \frac{(p_{NO})^2}{(p_{O_2})_r (p_{N_2})_r},$$

2. **zvýšení teploty** - rovnováha se posune doprava (ve prospěch NO)

**zvýšení tlaku** - nenastane posun rovnováhy (stejná látková množství vlevo i vpravo)

$$3. a) K_p = \frac{(p_{HCl})^4 (p_{O_2})_r}{(p_{Cl_2})_r (p_{H_2O})_r^2}, \quad b) K_p = \frac{(p_{CO})^2}{(p_{CO_2})_r}, \quad c) K_p = (p_{NH_3})_r (p_{H_2S})_r$$

4. d,

5. a,

6. c,

7. a

8. Výsledky jsou shrnuty v následující tabulce:

(p <sub>H<sub>2</sub></sub> ) <sub>r</sub>	14,2	30,6	67,4	50,1
(p <sub>H<sub>2</sub>O</sub> ) <sub>r</sub>	10,0	21,5	46,6	36,4
K <sub>p</sub> = $\frac{(p_{H_2})_r^4}{(p_{H_2O})_r^4}$	4,07	4,10	4,38	3,59
Průměr K <sub>p</sub>				4,04

9. Doplněná tabulka:

Rovnovážné koncentrace (mol dm <sup>-3</sup> )				Hodnota K <sub>c</sub>
CH <sub>3</sub> COOH (l)	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)	CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub> (l)	H <sub>2</sub> O (l)	
0,829	0,009	0,171	0,171	3,92
0,333	0,333	0,667	0,667	4,01
1,320	0,142	0,858	0,858	3,93
0,034	7,034	0,966	0,966	3,90

Průměrná hodnota rovnovážné konstanty je 3,94.

10. a) Reakce je **exotermní**, hodnota rovnovážné konstanty se vzrůstající teplotou klesá.

b)  $K_l = \sqrt{K}$ . Pro teplotu 633 K je hodnota rovnovážné konstanty 8,15 a pro teplotu 713 K pak 7,12.

## 10. Iontové rovnováhy



### Studijní cíle:



- Umět vysvětlit pojmy elektrolytická disociace, elektrolyt a neelektrolyt, pochopit význam disociační konstanty.
- Znát základní principy protolytických, srážecích a redoxních reakcí. Umět tyto reakce identifikovat.
- Osvojit si Brönstedovu teorii kyselin a zásad. Vědět, co je to konstanta acidity resp. konstanta bazicity a k čemu obě konstanty slouží.
- Pochopit význam součinu rozpustnosti.
- Znát definici pH, vědět jakých hodnot pH může nabývat kyselý, neutrální a zásaditý roztok.
- Definovat pojmy oxidace a redukce, v konkrétní redoxní reakci poznat oxidační a redukční činidlo.
- Podle hodnoty  $E^0$  a postavení kovu v elektrochemické řadě napětí kovů umět odvodit redoxní vlastnosti daného kovu.



### Obsah



- 10.1. Elektrolytická disociace látek
- 10.2. Protolytické rovnováhy
- 10.3. Srážecí rovnováhy
- 10.4. Oxidačně-redukční rovnováhy



### Výklad



#### 10.1. Elektrolytická disociace látek

**Iontové rovnováhy** - jedná se o homogenní nebo heterogenní rovnováhy v soustavách, v nichž některé částice nesou elektrický náboj. Mezi tyto rovnováhy patří **reakce protolytické, srážecí, oxidačně-redukční** aj.

**Elektrolytická disociace** - děj, při kterém se molekuly některých látek štěpí v roztoku na nabité částice - ionty.

- Látky podléhající elektrolytické disociaci se nazývají **elektrolyty**.
- Mezi elektrolyty patří: **kyseliny, zásady, soli**
- Z hlediska vazebních sil dělíme elektrolyty na **iontové sloučeniny** nebo **molekulové sloučeniny s polárními vazbami**.

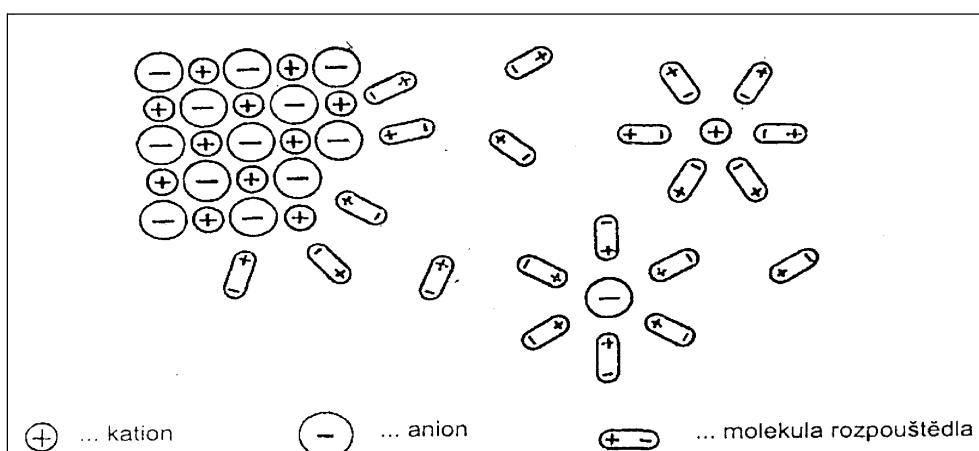
**Iontové sloučeniny** - soli a některé hydroxidy (KOH, NaOH).

- Obsahují ionty již v tuhém stavu, jsou však **nepohyblivé**.
- Při rozpouštění v polárních rozpouštědlech (např. H<sub>2</sub>O) jsou ionty z krystalu působením dipólových molekul rozpouštědla vytrhávány a přecházejí do roztoku - stávají se **volně pohyblivými**. Uvolněné ionty jsou následně solvatovány (hydratovány).

**Solvatace** - obklopení uvolněných iontů určitým počtem molekul rozpouštědla (v případě vody hovoříme o **hydrataci**).

- Při solvataci (hydrataci) dochází k uvolňování energie.

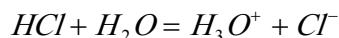
*Obr. 10-1 Rozpouštění iontové sloučeniny a následná solvatace*



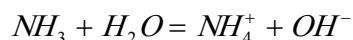
**Molekulové sloučeniny s polárními vazbami** - kyseliny a četné zásady (např. HCl, HNO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>)

- Tyto sloučeniny bez přítomnosti polárního rozpouštědla, např. v bezvodém stavu, ionty neobsahují. Vznik iontů je **výsledkem chemické reakce** mezi molekulami rozpouštědla a elektrolytu.
- Chemická reakce se označuje jako **protolytická reakce**.

*Příklad:*



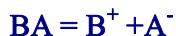
nebo



Látky nepodléhající elektrolytické disociaci se nazývají **neelektrolyty**. Patří k nim řada organických látek (např. cukr, močovina).

**Disociační konstanta ( $K_d$ )** - charakterizuje míru disociace látky.

- Vyjadřuje rovnováhu mezi disociovanými ionty a nedisociovanými molekulami.
- Pro elektrolyt obecného vzorce  $BA$ , kde probíhá disociace podle rovnice:



je disociační konstanta

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

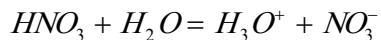
*Podle velikosti disociační konstanty rozdělujeme:*

- **silné elektrolyty** - jsou v roztoku při všech koncentracích zcela disociovány (např. NaCl, KNO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub> atd.)
- disociační konstanta nabývá vysokých hodnot,  $[B^+]_r [A^-]_r >> [BA]_r$
- **slabé elektrolyty** - jsou v roztoku disociovány pouze částečně a kromě iontů obsahují i nedisociované molekuly (např. H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HCN, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>.H<sub>2</sub>O, organické kyseliny jako HCOOH, CH<sub>3</sub>COOH a organické zásady)
- disociační konstanta nabývá nízkých hodnot,  $[B^+]_r [A^-]_r << [BA]_r$
- Přechod mezi silnými a slabými elektrolyty tvoří tzv. **středně silné elektrolyty**

## 10.2. Protolytické rovnováhy

- Ustavují se v soustavách, kde při reakci dochází k výměně protonů mezi reagujícími látkami. Reakce se označují jako **protolytické**, reagujícími látkami jsou **kyseliny** a **zásady**.
- **Kyselina** - látka, která předává proton ve formě H<sup>+</sup> jiné látce. Kyselina je dárce - **donor** - protonu (Brönstedova teorie).
- **Zásada** - látka, která je schopna přijímat proton ve formě H<sup>+</sup> od jiné látky. Zásada je příjemce - **akceptor** - protonu (Brönstedova teorie).

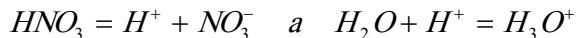
*Příklad:*



**Pozn.:** Iont H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> se označuje jako oxoniový kation.

Každou protolytickou rovnováhu lze formálně rozdělit na dvě dílčí rovnováhy.

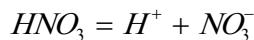
*Příklad:*



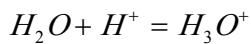
HNO<sub>3</sub> odštěpuje proton - **kyselina**, H<sub>2</sub>O proton přijímá - **zásada**.

- Každá kyselina má svoji **konjugovanou zásadu**, která z ní vzniká při ztrátě protonu.
- Každá zásada má svoji **konjugovanou kyselinu**, která z ní vzniká přijetím protonu.

**Příklad:**



kyselina =  $H^+$  + konjugovaná zásada



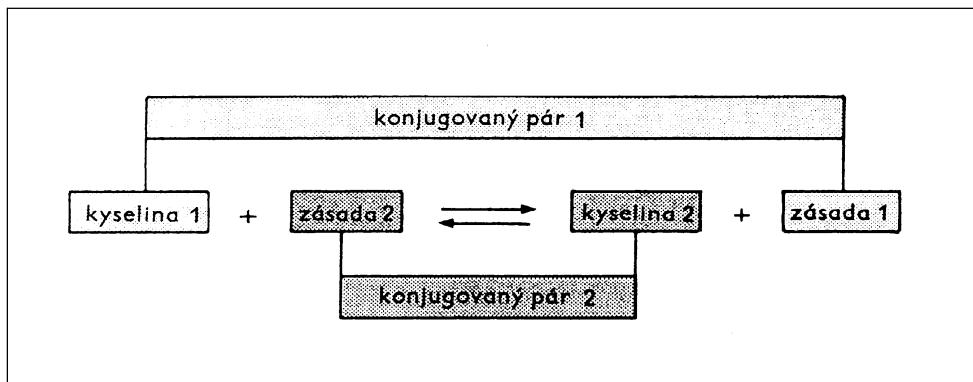
zásada +  $H^+$  = konjugovaná kyselina

- Kyselost nebo zásaditost látky se projevuje teprve v okamžiku jejího styku s další látkou, kdy jedna z látek je donorem a druhá akceptorem protonu.
- Některé látky (např. voda) vystupují v protolytických reakcích jednou jako kyseliny a jindy jako zásady - mají **amfoterní charakter**.

**Příklad:**  $HCl + H_2O = H_3O^+ + Cl^-$   $H_2O$  plní funkci **zásady**.

$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$   $H_2O$  plní funkci **kyseliny**.

*Obr. 10-2 Schéma obecné protolytické reakce.*



### 10.2.1. Disociace kyselin a zásad

**Elektrolytická disociace kyseliny** ve vodě vede k ustavení protolytické rovnováhy, kterou lze charakterizovat rovnovážnou konstantou **K<sub>c</sub>**.

**Příklad:** Pro reakci  $HF + H_2O = H_3O^+ + F^-$

má rovnovážná konstanta tvar: 
$$K_c = \frac{[F^-]_r [H_3O^+]_r}{[HF]_r [H_2O]_r}$$

- Ve vodném roztoku je voda vzhledem ke kyselině ve velkém nadbytku, její koncentrace se ani při disociaci kyseliny prakticky nemění. Lze ji proto zahrnout do nové konstanty, tzv. **disociační konstanty kyseliny - konstanty acidity ( $K_A$ )**.

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_r [F^-]_r}{[HF]_r}$$

**Důsledek:** Čím **vyšší** je konstanta acidity, tím je kyselina **silnější**.

**Elektrolytická disociace zásady** ve vodě vede k ustavení protolytické rovnováhy, kterou lze charakterizovat rovnovážnou konstantou  **$K_c$**  nebo z ní odvozenou **disociační konstantou zásady - konstantou bazicity ( $K_B$ )**.

*Příklad:*

Pro reakci



má konstanta bazicity tvar:

$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+]_r [\text{OH}^-]_r}{[\text{NH}_3]_r}$$

- Důsledek:** Čím **vyšší** je hodnota konstanty bazicity, tím **silnější** je příslušná zásada.
- Pro obecnou reakci typu:  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$  platí, že:

$$K_A(\text{HA}) \cdot K_B(\text{A}^-) = K_V = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

**$K_V$**  v uvedené rovnici je **iontový součin vody**. Silná kyselina je tedy vždy konjugována se slabou zásadou a obráceně.

- Hodnoty konstanty acidity a bazicity různých látek jsou tabelovány.

### 10.2.2. Disociace vody a pH

- Voda je látka **amfoterního charakteru**. Některé její molekuly fungují jako kyseliny, jiné jako zásady.
- Disociace vody - **autoprotoľza vody** - probíhá podle rovnice:



a lze ji charakterizovat rovnovážnou konstantou ve tvaru:

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

- Při disociaci vody připadá při 25 °C na dvojici iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  asi 555 miliónů nedisociovaných molekul vody.
- Koncentrace nedisociovaných molekul je tedy prakticky konstantní a lze ji zahrnout do nové konstanty – **iontového součinu vody**.

$$K_V = [\text{H}_2\text{O}]_r^2 K_c = [\text{H}_3\text{O}^+]_r [\text{OH}^-]_r = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Součin koncentrací  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  je roven  $K_V$  nejen v čisté vodě, ale i ve vodných roztocích. Hodnota  $K_V$  **závisí na teplotě**.

Protože počítání se zápornými exponenty je nepraktické, byla zavedena logaritmická stupnice - stupnice pH.

*pH je definováno jako záporný dekadický logaritmus relativní rovnovážné koncentrace oxoniových kationtů  $\text{H}_3\text{O}^+$ .*

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

**Tab. XV** Rozdělení roztoků podle hodnot pH.

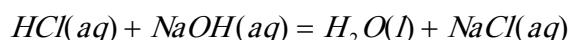
Typ roztoku	Koncentrace iontů	pH
<b>neutrální</b>	$[\text{H}_3\text{O}^+]_r = [\text{OH}^-]_r$	<b>7</b>
<b>kyselý</b>	$[\text{H}_3\text{O}^+]_r > [\text{OH}^-]_r$	<b>&lt; 7</b>
<b>zásaditý</b>	$[\text{H}_3\text{O}^+]_r < [\text{OH}^-]_r$	<b>&gt; 7</b>

### 10.2.3. Neutralizace, hydrolyza solí

**Neutralizace** - protolytická reakce vodného roztoku kyseliny s vodným roztokem zásady, při které dochází ke spojování převážné většiny iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  na neutrální molekuly  $\text{H}_2\text{O}$ .

- Vedlejším produktem každé neutralizace je vznik soli.

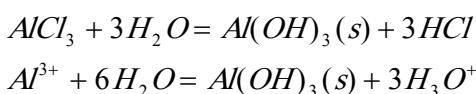
*Příklad:*



**Hydrolyza solí** - protolytická reakce iontů soli s vodou. Touto reakcí vznikají samostatné ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$  nebo  $\text{OH}^-$ , které způsobují, že vodný roztok soli může být neutrální, kyselý nebo zásaditý.

*Příklad:*

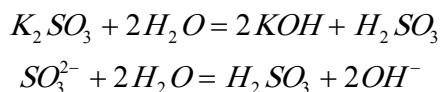
*Sůl silné kyseliny a slabé zásady*



- Vodný roztok soli  $\text{AlCl}_3$  je **kyselý** v důsledku tvorby iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

*Příklad:*

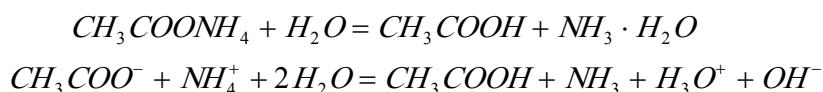
**Sůl silné zásady a slabé kyseliny**



- Slabé kyseliny (v tomto případě  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) zde přibližně považujeme za nedisociované.
- Vodný roztok soli  $\text{K}_2\text{SO}_3$  je **zásaditý** v důsledku tvorby iontů  $\text{OH}^-$ .

*Příklad:*

**Sůl slabé kyseliny a slabé zásady**



- Slabé kyseliny ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) a slabé zásady ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) zde přibližně považujeme za nedisociované.
- Vodný roztok soli  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  reaguje **neutrálne** v důsledku tvorby stejného množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$ .
- Soli odvozené od silných kyselin a silných zásad **nehydratují** - vodné roztoky těchto solí jsou **neutrální**.

#### 10.2.4. Další typy protolytických reakcí

Příklady dalších typů protolytických reakcí uvádí následující **Tab. XVI**.

**Tab. XVI** Základní typy protolytických reakcí

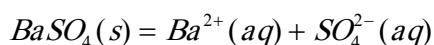
Typ reakce	Molekulová rovnice
<i>rozpuštění hydroxidů</i>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
<i>vytěšňování kyselin</i>	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaCl}$
<i>vytěšňování zásad</i>	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
<i>reakce amfolyti</i>	$\begin{aligned}\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{HCl} &= \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{KOH} &= \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]\end{aligned}$

### 10.3. Srážecí rovnováhy

- Soli jsou silné elektrolyty - při rozpouštění úplně disociují
- Přidá-li se do rozpouštědla sůl ve **větším množství**, než odpovídá **nasycenému roztoku**, zůstane přebytečné množství soli nerozpouštěné.

- Mezi nerozpuštěnou solí a jejími ionty v roztoku se ustaví heterogenní rovnováha, kterou lze charakterizovat rovnovážnou konstantou zvanou **součin rozpustnosti ( $K_s$ )**.

*Příklad:* Rozpouštění síranu barnatého ve vodě



**součin rozpustnosti:**  $K_s = [Ba^{2+}]_r [SO_4^{2-}]_r$

- Stejná rovnováha se ustavuje, vzniká-li v soustavě sůl (ve formě sraženiny) **srážecí reakcí**.
- Důsledek:** Čím je **součin rozpustnosti ( $K_s$ ) menší**, tím je sraženina **méně** rozpustná.



## Shrnutí



Rovnováhy, které se ustavují v roztocích elektrolytů, se nazývají iontové. Vznikají v soustavách, v nichž některé částice nesou elektrický náboj. Mezi iontové rovnováhy řadíme rovnováhy protolytické, redoxní, srážecí aj. Jako elektrolyty se označují látky, které se při tavení nebo rozpouštění rozpadají na ionty. Tento děj se nazývá elektrolytická disociace. Elektrolyty, které jsou v tavenině nebo roztoku prakticky úplně disociované na ionty, jsou silné elektrolyty. Naopak látky přítomné v roztoku ve formě elektroneutrálních molekul a jen málo ve formě iontů jsou slabými elektrolyty.

Protolytické rovnováhy se ustavují v soustavách, kde při reakci dochází k výměně protonů. Jedná se o reakce mezi kyselinami a zásadami. Jako kyselina se označuje látka schopná odevzdávat proton, zásadou je látka, která uvolněný proton přijímá. Sílu každé kyseliny lze charakterizovat hodnotou konstanty acidity, sílu zásady pak hodnotou konstanty bazicity. Obě konstanty se odvozují od rovnovážné konstanty příslušné protolytické reakce. Některé látky mohou protony jak přijímat, tak odevzdávat. O těchto látkách říkáme, že mají amfoterní charakter. Patří mezi ně i voda, jejíž disociace se označuje jako autoprotolýza vody.

Autoprotolýzu vody lze popsat novou konstantou, tzv. iontovým součinem vody ( $K_v$ ). Tato konstanta má při teplotě 25 °C hodnotu  $K_v = 1,0 \cdot 10^{-14}$ . Součin rovnovážných koncentrací iontů  $H_3O^+$  a  $OH^-$  je roven  $K_v$  nejen v čisté vodě, ale také ve vodních roztocích. Ionty  $H_3O^+$  jsou nositeli kyselých vlastností, ionty  $OH^-$  naopak zásaditých vlastností.

Protože počítání se zápornými exponenty je nepraktické, byla zavedena logaritmická stupnice zvaná stupnice pH. Tato stupnice vychází z definice tzv. vodíkového exponentu pH:

$$pH = -\log[H_3O^+]_r$$

Dalšími typy protolytických reakcí jsou neutralizace a hydrolyza solí. Neutralizace je reakce vodného kyseliny s vodním roztokem zásady za vzniku soli a vody. Jako hydrolyza solí se označuje reakce iontů soli s vodou.

Iontové rovnováhy ustavující se v soustavě, ve které vzniká jeden z produktů ve formě sraženiny, se nazývají srážecí. Tyto rovnováhy jsou charakterizovány rovnovážnou konstantou zvanou součin rozpustnosti. Čím menší je její hodnota, tím je sraženina stálejší.



## Otázky k opakování



1. U protolytických reakcí se vyměňují:

- a) elektrony
- b) protony
- c) neutrony
- d) ionty

2. Síla kyseliny je charakterizována:

- a) látkovou koncentrací kyseliny
- b) hmotnostním zlomkem kyseliny
- c) hodnotou pH roztoku
- d) disociační konstantou kyseliny

3. Vyberte tu dvojici, která není konjugovaným párem ve smyslu Brönstedovy teorie:

- a) HCl, H<sup>+</sup>
- b) HCl, Cl<sup>-</sup>
- c) H<sub>2</sub>O, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>
- d) HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

4. V reakci  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$  se H<sub>2</sub>O chová jako:

- a) neutrální látka
- b) oxidační činidlo
- c) kyselina
- d) báze

5. Rozhodněte, který ze vztahů platí pro kyselé prostředí:

- a) pH > pOH
- b) [OH<sup>-</sup>] < 10<sup>-7</sup>
- c) [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] < 10<sup>-7</sup>
- d) pH > 7

6. Hodnota iontového součinu vody se mění:

- a) se změnou teploty
- b) se změnou tlaku
- c) v závislosti na pH
- d) je stálá

7. Rovnováhu srážecích reakcí charakterizuje:

- a) iontový součin vody
- b) součin rozpustnosti
- c) disociační konstanta
- d) ani jedna z uvedených možností

8. Vyjádřete součin rozpustnosti pro PbCrO<sub>4</sub>.

9. Označte slabý elektrolyt:

- a) chlorid amonný
- b) síran draselný
- c) hydroxid sodný
- d) amoniak

10. Mírou kyselosti vodních roztoků je:

- a) koncentrace kyselina v roztoku
- b) množství kyseliny v roztoku
- c) koncentrace oxoniového kationtu
- d) koncentrace oxoniového aniontu

11. Vyberte sloučeninu, která ve vodě vykazuje kyselou reakci:

- a) NH<sub>4</sub>Cl
- b) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- c) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- d) HCOOK

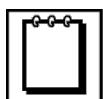
**12. Napište**

- a) konjugované kyseliny k těmto zásadám: H<sub>2</sub>O, Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NH<sub>3</sub>,
- b) konjugované zásady k těmto kyselinám: H<sub>2</sub>O, HBr, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, NH<sub>3</sub>.

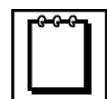
**13. Napište rovnice autoprotolýzy následujících rozpouštědel: CH<sub>3</sub>OH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCOOH.**

**14. Vypočítejte koncentraci [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] a [OH<sup>-</sup>] v roztoku, je-li pH = 5,20; 8,85; 10,78.**

**15. Určete, které z vodných roztoků následujících solí budou kyselé, neutrální nebo zásadité: NaNO<sub>3</sub>, NaCN, NH<sub>4</sub>Cl, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, FeCl<sub>3</sub>.**



**Poznámka**



Více příkladů na výpočet pH najeznete ve skriptu: **Příklady z chemie pro bakalářské obory**, B. Kostura, M. Gregorová, Ostrava 2004, str. 54 – 57.



**Výklad**



#### **10.4. Oxidačně - redukční rovnováhy**

- Ustavují se v soustavách, ve kterých probíhají oxidačně - redukční reakce.

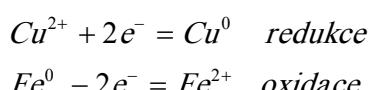
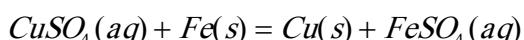
**Oxidačně - redukční (redoxní) reakce** - reakce, ve kterých se mění oxidační čísla prvků jako důsledek vzájemných **výměn elektronů** mezi reaktanty.

- Počet přijímaných a uvolňovaných elektronů mezi reaktanty v jedné reakci je vždy **shodný**.
- Každou redoxní reakci lze formálně rozdělit na dva dílčí děje: **oxidaci** a **redukci**.

- **Oxidace** - reakce, při které reaktant předává svůj elektron (nebo elektrony) jinému reaktantu. **Oxidační číslo** prvku se uvolněním elektronů **zvyšuje**.

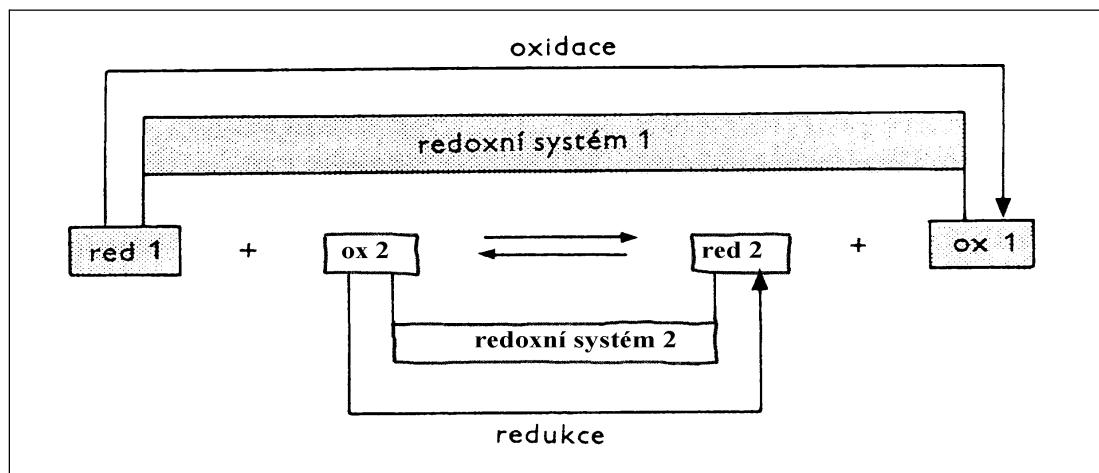
- **Redukce** - děj, při kterém reaktant přijímá elektron (nebo elektrony) od jiného reaktantu. **Oxidační číslo** prvku se přijetím elektronů **snižuje**.

**Příklad:**

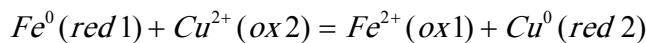


- Prvek ve vyšším oxidačním čísle je **oxidovaná forma (Ox)**, stejný prvek v nižším oxidačním čísle je **redukovaná forma (Red)**.
- Oxidovaná a redukovaná forma prvku tvoří konjugovaný pár - **redoxní systém**.
- V redoxních soustavách reaguje vždy redukovaná forma jednoho redoxního systému s oxidovanou formou druhého systému a naopak.

*Obr. 10-3 Schéma obecné redoxní reakce.*



**Příklad:**



- Uvedená redoxní reakce představuje heterogenní rovnováhu, kterou lze charakterizovat rovnovážnou konstantou (**K<sub>c</sub>**) ve tvaru:

$$K_c = \frac{[Fe^{2+}]_r}{[Cu^{2+}]_r}$$

- U redoxních reakcí se často používají pojmy **oxidační činidlo** a **redukční činidlo**.
- **Oxidační činidlo** - látka oxidující jiné látky tím, že od nich přijímá elektrony a sama se tak redukuje.

**Příklad:** Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, (MnO<sub>4</sub>)<sup>-</sup>, (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>)<sup>2-</sup>, PbO<sub>2</sub>, atd.

- **Redukční činidlo** - látka redukující jiné látky tím, že jim předává elektrony a sama se tak oxiduje.

**Příklad:** Fe, Zn, Na, C, H<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, I<sup>-</sup>, atd.

- **Oxidační i redukční vlastnosti** – mají látky, které podle typu reaktantů mohou v chemických reakcích vystupovat jednou jako oxidační a jindy jako redukční činidla.

**Příklad:** H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, Sn<sup>2+</sup>, atd.

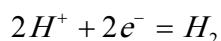
### 10.4.1. Oxidačně-redukční potenciál

**Elektrodový potenciál ( $E_{ox/red}$ )** - veličina sloužící k charakterizaci elektrod.

- Oxidovaná a redukovaná forma daného prvku tvoří konjugovaný oxidačně-redukční pár. Při ustavení rovnováhy mezi oběma formami, ve které vystupují také „volné“ elektrony, se soustava nabije na určitý elektrický potenciál.
- Jsou-li obě látky vytvářející konjugovaný pár v kontaktu s kovem (elektronovým vodičem), který zprostředkuje přívod nebo odvod elektronů, hovoříme o **elektrodě** a o **elektrodovém potenciálu**.

**Elektrodový potenciál** – je dán rovnovážným napětím galvanického článku sestaveného z měřené elektrody a srovnávací elektrody.

**Srovnávací elektroda** - **standardní vodíková elektroda** - je tvořena systémem  $H^+/H_2$ .



- Potenciál vodíkové elektrody je dohodou považován za **nulový**.

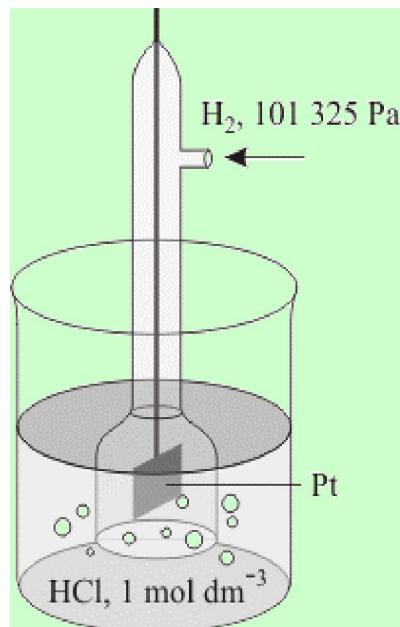
*Obr. 10-4 Schéma standardní vodíkové elektrody*

- Hodnota elektrodového potenciálu je určena obecně **Petersovou rovnicí**:

$$E_{ox/red} = E_{ox/red}^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{[ox]}{[red]}$$

$R$  - molární plynová konstanta,  $T$  - termodynamická teplota,  $z$  - počet vyměňovaných elektronů,  $F$  - Faradayova konstanta ( $96487\text{ C mol}^{-1}$ ),  $[ox]$  a  $[red]$  - relativní koncentrace oxidované a redukované formy látky,  $E_{ox/red}^0$  - standardní elektrodový potenciál.

- Je-li pro danou elektrodu poměr  $[ox]/[red]$  jednotkový, je elektroda ve standardním stavu a její potenciál je **standardní**.



#### Význam standardních elektrodových potenciálů

- Informují o oxidačních a redukčních vlastnostech látek.
- Čím zápornější je hodnota  $E_{ox/red}^0$  tím silnějším redukčním činidlem je redukovaná forma dané látky.
- Silné oxidační činidlo je vždy konjugováno se slabým redukčním činidlem a opačně.

#### 10.4.2. Elektrochemická řada napětí kovů

- Vzniká seřadíme-li kovy a vodík (srovnávací prvek, viz vodíková elektroda) podle rostoucí hodnoty jejich standardních elektrodových potenciálů.

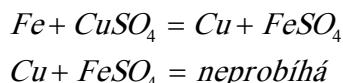
Příklad části elektrochemické řady:

**Li, K, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb, H, Bi, Cu, Hg, Pt, Au**

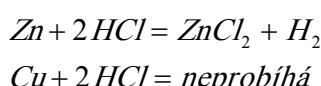
- Podle hodnoty standardních elektrodových potenciálů se kovy dělí na **neušlechtitlé** a **ušlechtitlé**.
- **Neušlechtitlé kovy** - mají záporné hodnoty  $E^\ominus$ , nacházejí se v elektrochemické řadě napětí vlevo před vodíkem.
- **Ušlechtitlé kovy** - mají kladné hodnoty elektrodových potenciálů, nacházejí se v elektrochemické řadě napětí vpravo za vodíkem.

#### Důsledky:

- Méně ušlechtitlý kov je schopen vytěsnit z roztoku kov ušlechtilejší, opačná reakce neprobíhá.



- Za vývoje vodíku se mohou v kyselinách rozpouštět pouze kovy **neušlechtitlé**.



- **Ušlechtitlé kovy** se rozpouštějí pouze v kyselinách s oxidačními účinky, reakcí **nevzniká vodík**.



- V neoxidující kyselině se **ušlechtitlý kov** rozpouští pouze v přítomnosti oxidačního činidla. Reakcí **nevzniká vodík**.





## Shrnutí



*Redoxní rovnováhy se ustavují v soustavách, ve kterých probíhají oxidačně redukční reakce. Obě reakce, oxidační i redukční, probíhají vždy současně. V každé redoxní reakci jeden reaktant odevzdává elektrony (oxiduje se) a druhý je přijímá (redukuje se). Zvláštním typem redoxních reakcí jsou reakce, uplatňující se při elektrolýze nebo v galvanických článcích. Od ostatních redoxních reakcí se liší tím, že rozdělení redoxní reakce na dílčí oxidační a redukční děj není formální, ale skutečné. Obě dílčí reakce probíhají na elektrodách. Každou elektrodu lze charakterizovat elektrodotovým potenciálem. Ten je dán rovnovážným napětím galvanického článku sestaveného z měrené elektrody a standardní vodíkové elektrody, jejíž potenciál je nulový. Jsou-li obě elektrody ve standardních stavech, je naměřený potenciál standardní. Seřadíme-li kovy podle rostoucích hodnot jejich standardních elektrodotových potenciálů, dostaneme elektrochemickou řadu napětí kovů. Kovy, které mají v této řadě záporné hodnoty elektrodotových potenciálů, jsou kovy neušlechtile. Ušlechtile kovy mají kladné hodnoty potenciálů. Čím je kov ušlechtilejší, tím menší jeví snahu přecházet do roztoku ve formě kationtů. Rozdíly mezi ušlechtilymi a neušlechtilymi kovy se projevují také při jejich rozpouštění v kyselinách. Ušlechtile kovy se rozpouštějí pouze v oxidujících kyselinách a při jejich rozpouštění nedochází k vývinu vodíku!*



## Otzádky k opakování



16. Při redoxní reakci je počet vyměňovaných elektronů mezi reaktanty:

- a) rozdílný,
- b) shodný,
- c) nelze rozhodnout, záleží na pH,
- d) nelze rozhodnout, záleží na elektrodotovém potenciálu.

17. Vyberte správné tvrzení. V reakci  $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$  se:

- a) zinek redukuje
- b)  $H^+$  oxiduje
- c) kation vodíku  $H^+$  působí jako redukční činidlo
- d) zinek působí jako redukční činidlo

18. Z následujících rovnic vyberte ty, ve kterých má peroxid vodíku  $H_2O_2$  oxidační vlastnosti.

- a)  $2KI + H_2O_2 + H_2SO_4 = I_2 + K_2SO_4 + 2H_2O$
- b)  $2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 8H_2O + 5O_2 + 2MnSO_4$

- c)  $\text{Mn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{MnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$   
d)  $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{O}_2$

19. Oxidaci lze charakterizovat jako:



20. Který z následujících redoxních dějů se nemůže uskutečnit:

- a)  $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$       c)  $2\text{Na} + 2\text{H}^+ = 2\text{Na}^+ + \text{H}_2$   
b)  $\text{Mg} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$       d)  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag} = \text{Zn} + 2\text{Ag}^+$

21. Určete počet elektronů předaných při oxidaci iontů  $2\text{Cr}^{3+}$  na  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ :

- a) 12                    b) 6                    c) 3                    d) 2

22. Na základě hodnot standardních elektrodových potenciálů rozhodněte, který z uvedených kovů lze z roztoku vytěsnit železem?

- a) Pb                    b) Mg                    c) Al                    d) Sn

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,440 \text{ V}, \quad E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126 \text{ V}, \quad E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,363 \text{ V}, \quad E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,662 \text{ V}, \quad E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,140 \text{ V}$$

23. Určete, která látka je v následující oxidačně-redukční reakci oxidační činidlo a která redukční činidlo:  $K_2Cr_2O_7 + 6NO_2 + 2HNO_3 = 2KNO_3 + 2Cr(NO_3)_3 + H_2O$ .

24. Rozhodněte, zda reakce probíhá či nikoliv. V případě, že reakce běží doplňte pravé strany rovnic.



25. Na základě postavení prvků v elektrochemické řadě napětí kovů rozhodněte o vytěšňování kovů a doplňte tabulkou. Pro vytěšňování kovu použijte znaménko „+“, pokud reakce neprobíhá, znaménko „-“.

kov	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Mn}^{2+}$
Cu					
Fe					



## Řešení



1. b,  
2. d,  
3. a,  
7. b,

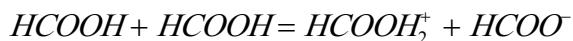
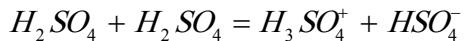
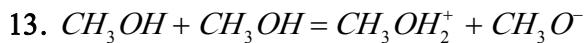
4. c,  
5. b,  
6. a

8. rovnice rozpouštění:  $PbCrO_4(s) = Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$ , součin rozpustnosti:

$$K_s = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$$

9. d,  
11. a.

12. a)  $H_2O \rightarrow H_3O^+$ ,  $Cl^- \rightarrow HCl$ ,  $SO_4^{2-} \rightarrow HSO_4^-$ ,  $NH_3 \rightarrow NH_4^+$ ,  
b)  $H_2O \rightarrow OH^-$ ,  $HBr \rightarrow Br^-$ ,  $H_2PO_4^- \rightarrow HPO_4^{2-}$ ,  $NH_3 \rightarrow NH_2^-$ .



14.  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$  a podobně  $[OH^-] = 10^{-pOH}$ , kde  $pOH = 14 - pH$ . Výsledky shrnuje následující tabulka:

pH	5,20	8,85	10,78
$[H_3O^+]$	$6,31 \cdot 10^{-6}$	$1,41 \cdot 10^{-9}$	$1,66 \cdot 10^{-11}$
$[OH^-]$	$1,58 \cdot 10^{-9}$	$7,08 \cdot 10^{-6}$	$6,03 \cdot 10^{-4}$

15. Kyselé vodné roztoky:  $FeCl_3$ ,  $NH_4Cl$ .

Zásadité vodné roztoky:  $K_3PO_4$ ,  $NaCN$ .

Neutrální vodné roztoky:  $NaNO_3$ .

16. b, 17. d,

18. Jestliže  $H_2O_2$  působí jako oxidační činidlo bude se sám redukovat na  $H_2O$ .

Oxidační vlastnosti  $H_2O_2$  představují rovnice a) a c).

19. c, 20. d,

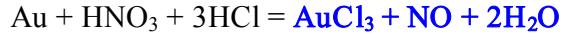
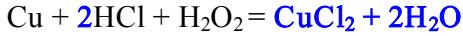
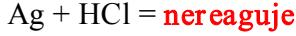
21. b,

22. Železo je schopno vytěsnit z roztoku pouze ušlechtilejší kov, tedy kov s vyšším elektrodotovým potenciálem.  $E^0(Fe^{2+}/Fe) < E^0(Pb^{2+}/Pb)$ ,  $E^0(Fe^{2+}/Fe) < E^0(Sn^{2+}/Sn)$

Správné odpovědi: a) a d).

23. Oxidační činidlo:  $K_2Cr_2O_7$

Redukční činidlo:  $NO_2$



- 25.

kov	sůl				
	$Hg^{2+}$	$Ag^+$	$Cu^{2+}$	$Pb^{2+}$	$Mn^{2+}$
Cu	+	+	-	-	-
Fe	+	+	+	+	-

## 11. Elektrochemie



### Studijní cíle:



- Definovat elektrochemické procesy.
- Osvojit si princip činnosti galvanických článků, umět jej vysvětlit na konkrétních příkladech.
- Znát typy galvanických článků a být schopen je charakterizovat.
- Vědět, co je to elektrolýza a jaké děje probíhají na jednotlivých elektrodách.
- Znát Faradayovy zákony elektrolýzy, umět je aplikovat na řešení jednoduchých úloh.
- Osvojit si princip elektrochemické koroze kovů.



### Obsah



- 11.1. Elektrochemické procesy
- 11.2. Galvanické články
- 11.3. Elektrolýza



### Výklad



#### 11.1. Elektrochemické procesy

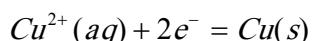
- Jedná se o **redoxní děje**, při kterých se mění v průběhu chemické reakce část energie reakční soustavy na energii elektrickou, nebo naopak dodáním elektrické energie je vyvolán průběh chemické reakce.
- Přeměna části energie, uvolněné chemickou reakcí, na energii elektrickou je uskutečňována v **galvanických článcích**.
- Přeměna elektrické energie na energii chemické reakce se uskutečňuje při **elektrolýze**.
- Pro děje probíhající při elektrolýze nebo v galvanických článcích je charakteristické, že rozdělení redoxní reakce na oxidaci a redukci u nich není formální, ale skutečné. Oba dílčí redoxní děje probíhají na elektrodách.
- Na **katodě** dochází pouze k **redukci** reaktantů, na **anodě** probíhá pouze **oxidační děj**.

## 11.2. Galvanické články

- Vznikají vodivým spojením dvou elektrod prostřednictvím elektrolytu.
- V technické praxi slouží jako **elektrochemické zdroje elektrického napětí**.

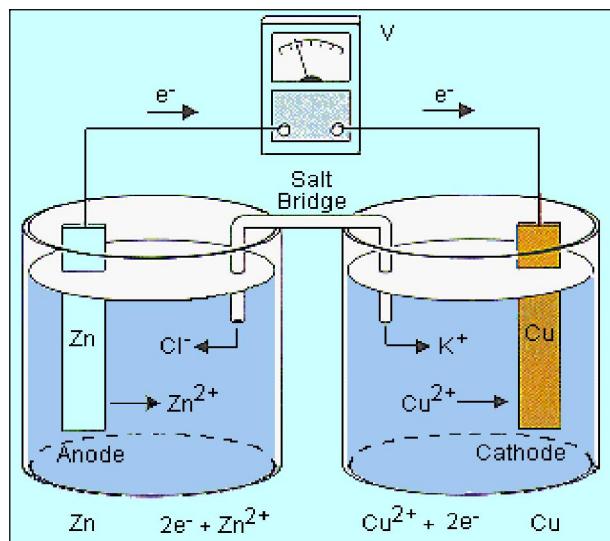
**Daniellův galvanický článek** - je složen ze zinkové a měděné elektrody.

- **Měděná elektroda** má vyšší elektrodový potenciál ( $E^0 = 0,344\text{V}$ ) - je **kladnou** elektrodou. Tvoří ji měď ponořená do roztoku  $\text{CuSO}_4$ . Probíhá na ní **redukční děj**:

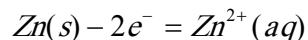


**Obr. 11-1** Schéma Daniellova článku - elektrolyty odděleny solným můstkem ( $\text{KCl}$ ).

**Pozn.:** Solný můstek umožnuje vodivé spojení elektrolytů bez jejich vzájemného smísení.



- **Zinková elektroda** - tvořena zinkem ponořeným do roztoku  $\text{ZnSO}_4$ . Má nižší elektrodový potenciál ( $E^0 = -0,763\text{V}$ ) - je **zápornou** elektrodou. Probíhá na ní **oxidační děj**:

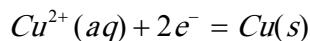


- **Výsledný redoxní děj:**  $\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(s)$
- **Elektrolyty  $\text{ZnSO}_4$  a  $\text{CuSO}_4$**  jsou odděleny **diafragmou** - porézní stěnou, která zabraňuje jejich smísení, ale umožňuje vodivé spojení.
- **Elektromotorické napětí článku** - napětí nezatíženého článku.
- Je rovno rozdílu potenciálů kladné a záporné elektrody, konkrétně pro Daniellův článek:

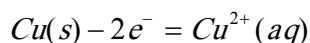
$$E_e = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

**Koncentrační článek** - vzniká, ponoříme-li dvě stejné elektrody (např. měděné) do dvou různě koncentrovaných roztoků obsahujících ionty  $Cu^{2+}$ .

- **Kladná elektroda** - měď ponořená do koncentrovaného roztoku  $CuSO_4$  (koncentrace  $c_1$ ), probíhá zde **redukční** děj.



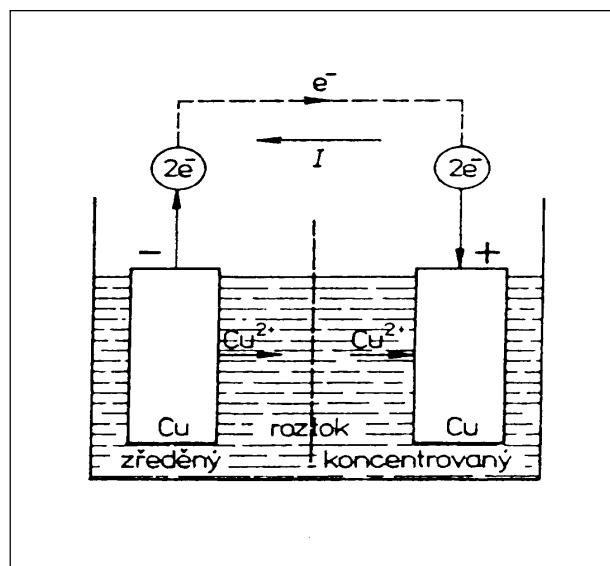
- **Záporná elektroda** - měď ponořená do zředěného roztoku  $CuSO_4$  (koncentrace  $c_2$ ), probíhá zde **oxidační** děj.



#### ▪ Elektromotorické napětí článku:

$$E_e = E_{Cu^{2+}(c_1)/Cu} - E_{Cu^{2+}(c_2)/Cu}$$

**Obr. 11-2** Schéma koncentračního galvanického článku



#### 11.2.1. Typy galvanických článků

- Z hlediska technického provedení se galvanické články dělí na **primární, sekundární** a **palivové**.

**Primární články** - galvanické články sestavené pouze pro jeden pracovní cyklus

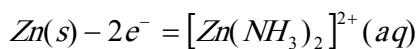
- Elektroaktivní látky jsou do nich dodány již při jejich výrobě. Při vybíjení článku jsou tyto látky spotřebovávány nevratnou elektrochemickou reakcí.

*Obr. 11-3 Různé typy suchých baterií - primárních článků*

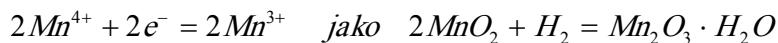
*Příklad:*

**Leclanchéův článek (suchý článek)**

- **Záporná elektroda** - zinkový obal článku zevnitř pokrytý zinkovým amalgámem. Probíhá zde **oxidační děj** podle rovnice:



- **Kladná elektroda** - grafitová tyčinka pokrytá vrstvou MnO<sub>2</sub>. MnO<sub>2</sub> plní funkci **depolarizátoru** - odstraňuje polarizační účinky vodíku, který se vylučuje na uhlíkové elektrodě a působí jako izolant. Probíhá zde **redukční děj** podle rovnice:



- **Výsledná redoxní reakce** při vybíjení článku:



- **Elektrolyt** - pasta složená ze zahuštěných roztoků NH<sub>4</sub>Cl a ZnCl<sub>2</sub>.

**Sekundární články (akumulátory)** - galvanické články sestavené pro mnohonásobné opakování pracovních cyklů.

- Elektroaktivní látky se v akumulátořech tvoří elektrolýzou při jejich nabíjení.
- Při vybíjení článků jsou elektroaktivní látky opět spotřebovávány.

*Příklad:*

**Olověný akumulátor**

- **Kladná elektroda** - olověná deska pokrytá vrstvičkou PbO<sub>2</sub>. Probíhá zde **redukční děj** podle rovnice:

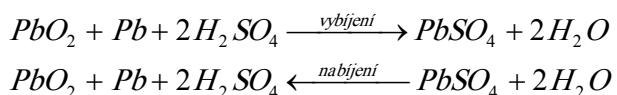


- **Záporná elektroda** - olověná deska, probíhá zde **oxidační děj**.



*Obr. 11-4 Různé druhy olověných akumulátorů*

- **Výsledná redoxní reakce:**



- **Elektrolyt** - zředěná  $H_2SO_4$  o hustotě 1,28 g/cm<sup>3</sup>.
- Napětí jednoho článku olověného akumulátoru je zhruba 2V. Články se spojují do baterií o výsledném napětí 4, 6, 12 nebo 24V.

**Palivové články** - mají charakter kontinuálního chemického reaktoru.

- Elektroaktivní látky jsou do článku přiváděny nepřetržitě během jeho provozu.
- Účinnost palivových článků je téměř dvojnásobná oproti účinnosti tepelných elektráren

**Příklad:**

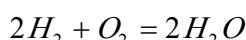
### Kyslíko-vodíkový článek

- **Elektrody** - zhotoveny z porézního grafitu s obsahem práškového niklu. Probíhají na nich následující reakce:

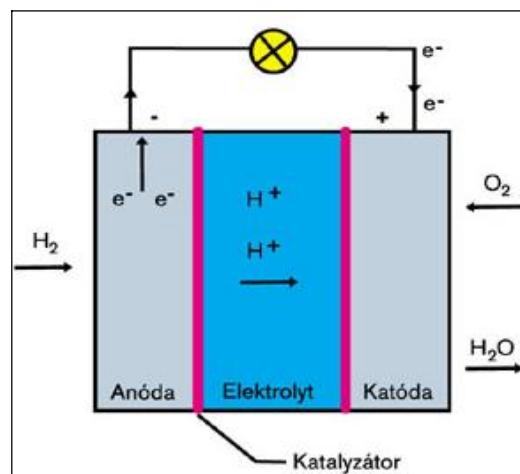
**Záporná elektroda** - probíhá **oxidační děj**:  $2H_2(g) + 4OH^-(aq) = 4H_2O + 4e^-$

**Kladná elektroda** - probíhá **redukční děj**:  $O_2(g) + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-(aq)$

- **Výsledná redoxní reakce:**



- **Elektrolyt** - vodný roztok KOH.
- Napětí článku je asi 1,23V.



**Obr.11-5** Schéma palivového kyslíko-vodíkového článku.

### 11.3. Elektrolýza

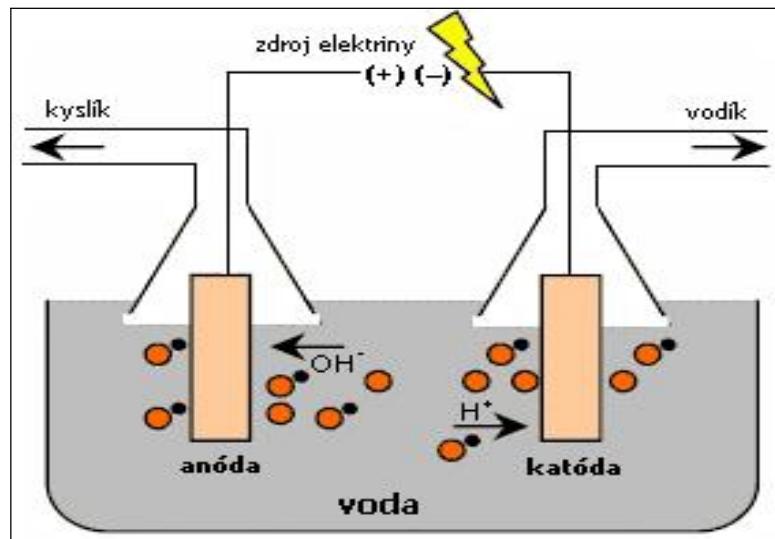
- Elektrochemický proces, při němž dochází v roztoku k chemickým přeměnám působením stejnosměrného napětí přiváděného z vnějšího zdroje.
- Probíhá v zařízení zvaném **elektrolyzér**.
- **Elektrolyzér** tvoří nádoba s elektrolytem, do něhož jsou ponořeny dvě elektrody - **katoda** a **anoda**.

- **Katoda** - elektroda připojená k zápornému pólu zdroje. Vyznačuje se přebytkem elektronů, které při styku s elektrolytem předává iontům - probíhá na ní **katodická redukce**.
- Na katodě dochází při elektrolýze k vylučování kovu nebo vodíku v závislosti na typu elektrolytu.
- **Anoda** - elektroda připojená ke kladnému pólu zdroje. Vyznačuje se deficitem elektronů, které při styku s elektrolytem odebírá iontům - probíhá na ní **anodická oxidace**.
- Produkty elektrolýzy mohou sekundárně reagovat s dalšími látkami přítomnými v roztoku nebo s materiélem elektrod.

*Příklad:*

- A) **Elektrolýza vody** - slouží k výrobě velmi čistého H<sub>2</sub>.
- Katodická reakce (redukce):  $2H_3O^+ + 2e^- = 2H_2O + H_2(g)$
  - Anodická reakce (oxidace):  $4OH^- - 4e^- = 2H_2O_2 = 2H_2O + O_2(g)$
  - **Výsledná redoxní reakce:**  $2H_2O = 2H_2(g) + O_2(g)$

*Obr. 11-6 Pracovní schéma elektrolýzy vody*



B) **Elektrolýza vodného roztoku NaCl** - slouží k výrobě H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> a NaOH.

- **Katodická reakce** (redukce):  $2H_3O^+ + 2e^- = H_2(g) + 2H_2O$

**Pozn.:** Ionty H<sup>+</sup> respektive H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, které vznikají disociací vody, se redukují snadněji než ionty Na<sup>+</sup>. Ty zůstávají v roztoku beze změny.

- **Anodická reakce** (oxidace):  $2Cl^- - 2e^- = Cl_2(g)$

- **Výsledná redoxní reakce:**  $2 NaCl(aq) + 2 H_2O = 2 NaOH(aq) + H_2(g) + Cl_2(g)$

C) **Elektrolýza taveniny NaCl** - slouží k výrobě Na a Cl<sub>2</sub>.

- **Katodická reakce** (redukce):  $2 Na^+ + 2 e^- = 2 Na$
- **Anodická reakce** (oxidace):  $2 Cl^- - 2 e^- = Cl_2$
- **Výsledná redoxní reakce:**  $2 NaCl = 2 Na + Cl_2$

### 11.3.1. Faradayovy zákony elektrolýzy

- Kvantitativně popisují elektrochemické děje probíhající na elektrodách při elektrolýze.

**1. Faradayův zákon:** *Hmotnost látky **m**, která se vyloučí z elektrolytu na elektrodě, je úměrná velikosti náboje **Q**, prošlého elektrolytem při elektrolýze.*

$$m = A Q = A I \Delta t$$

- **I** je stejnosměrný proud protékající elektrolytem po dobu **Δt**.
- Konstanta úměrnosti **A** je **elektrochemický ekvivalent** příslušné látky. Pro různé látky se elektrochemické ekvivalenty liší.

**2. Faradayův zákon:** *Elektrochemický ekvivalent prvku je přímo úměrný molární hmotnosti prvku **M** a nepřímo úměrný počtu jeho vyměněných nábojů **v**.*

$$A = \frac{M}{Fv}$$

- **F** je Faradayova konstanta ( $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$ ),

### 11.3.2. Využití elektrolýzy

- **Výroba kovů** – neušlechtilé kovy se získávají elektrolýzou roztavených solí nebo oxidů, ušlechtilé kovy pak elektrolýzou vodných roztoků jejich solí.

*Příklad:* Elektrolyticky se vyrábějí Na, Ca, Mg, Al.

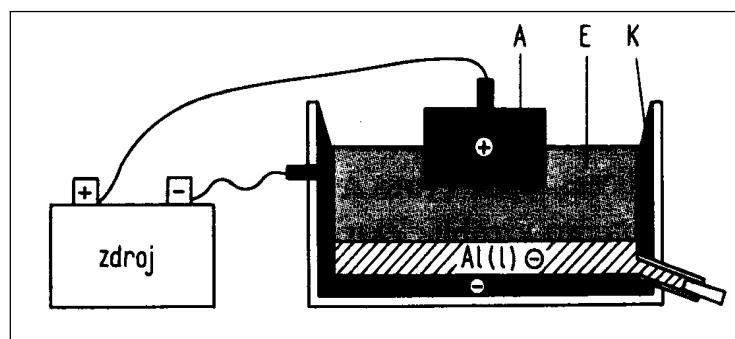
- **Rafinace (čištění) kovů**, které byly vyrobeny jinak než elektrolyticky.

*Příklad:* Cu, Ni

- **Galvanické pokovování** - kovový předmět, umístěný v lázni jako katoda, se pokrývá ochrannou vrstvou vyloučeného ušlechtilejšího kovu.

**Příklad:** galvanické pochromování a poniklování ocelí

**Obr. 11-7** Elektrolyzér na výrobu Al (A-anoda, K-katoda, E-elektrolyt  $Al_2O_3$  a  $Na_3[AlF_6]$ ).



### 11.3.3. Elektrochemická koroze kovů

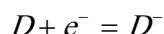
- Uplatňuje se při vzájemném působení kovů a elektrolytů, a to jak vodních roztoků, tak tavenin.
- Je výslednicí dvou dílčích reakcí - **anodové** a **katodové**.

**Anodová reakce** - oxidace, je charakterizována přechodem kovu **M** do roztoku ve formě kationů **M<sup>+</sup>**.

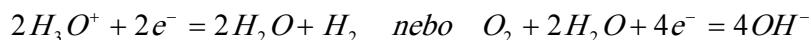


- Místa na povrchu kovu, kde probíhá rozpouštění kovu se označují jako **anodové oblasti**.
- Vznikající elektron odčerpává katodová reakce v blízkém okolí.

**Katodová reakce** - redukční děj (depolarizace), při němž se látka **D** schopná přibírat elektrony (depolarizátor) slučuje s elektronem.



- Depolarizátorem mohou být ionty  $H_3O^+$  nebo vzdušný  $O_2$ .

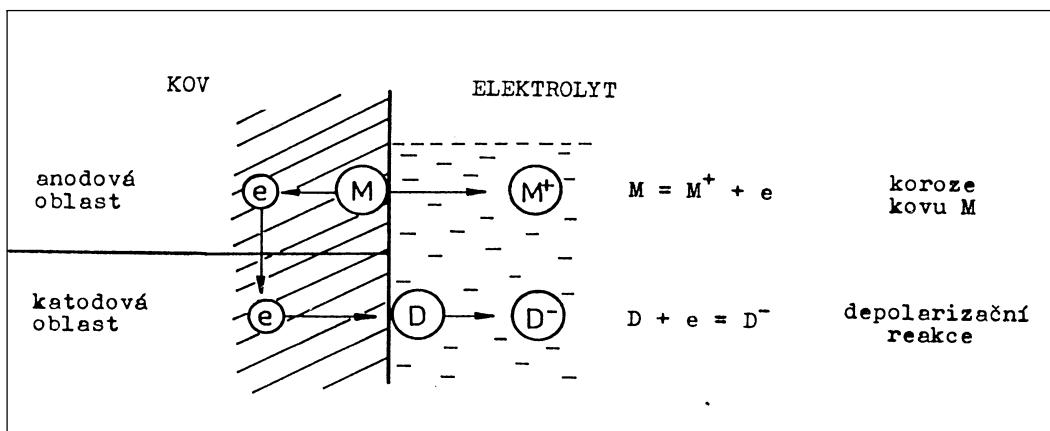


- Místa, kde probíhá depolarizace, se označují jako **katodové oblasti**.
- Při styku kovu s elektrolytem začne mezi anodovými a katodovými oblastmi protékat tzv. **korozní proud**. Ten je podstatou celého procesu elektrochemické koroze.

**Příčina elektrochemické koroze** - skutečnost, že vyrobené kovy nejsou čisté.

- Kovy obsahují příměsi (legury), nečistoty, jejich kovové mřížky jsou často narušeny mechanickým nebo tepelným zpracováním - vznikají místa s rozdílnými elektrodovými potenciály.
- Jsou-li tato místa na povrchu kovu ve styku s elektrolytem, tvoří se stovky až tisíce tzv. **lokálních galvanických mikročlánků**, které způsobují lokální rozpouštění - oxidaci - kovu, tedy jeho korozi.

**Obr. 11-8 Schématické znázornění elektrochemické koroze kovů**



$\Sigma$

### Shrnutí

$\Sigma$

**Elektrochemie se zabývá oxidačně-redukčními ději spojenými s přenosem elektronů na elektrodách. Při těchto dějích probíhají oxidační a redukční reakce odděleně. V důsledku toho dochází buď k přeměně chemické energie na elektrickou (galvanický článek), nebo naopak dodáním elektrické energie se vyvolá chemická reakce (elektrolýza).**

**Galvanický článek vzniká vodivým spojením dvou elektrod prostřednictvím elektrolytu. Vodivé spojení bývá realizováno buď polopropustnou membránou, nebo solným můstekem. Elektroda s vysším potenciálem se označuje jako kladná, elektroda s nižším potenciálem je zápornou elektrodou. Na záporné elektrodě probíhá vždy oxidační děj, na kladné elektrodě děj redukční. Rozdíl potenciálů obou elektrod v galvanickém článku se nazývá elektromotorické napětí. Galvanické články se v technické praxi využívají jako elektrochemické zdroje elektrického napětí. Podle provedení se dělí na primární, sekundární a palivové. S největší účinností pracují palivové články.**

**Elektrolýza je proces, při kterém dochází v roztoce nebo tavenině k chemickým přeměnám působením stejnosměrného napětí z vnějšího zdroje. Elektroda připojená k zápornému pólu zdroje se označuje jako katoda, je na ní vždy přbytek elektronů. Elektroda připojená ke kladnému pólu zdroje je anoda a vyznačuje se nedostatkem elektronů. Připojením vnějšího napětí probíhá na katodě redukční děj, na anodě pak děj oxidační.**

*Kvantitativně popisují elektrochemické děje probíhající na elektrodách Faradayovy zákony elektrolýzy. Elektrolýza slouží především k výrobě a rafinaci kovů a ochraně kovů proti korozii. Podobné reakce, jaké probíhají na elektrodách v galvanických článcích, se uplatňují v mikroskopickém měřítku i při elektrochemické korozii kovů. Její příčinou jsou nečistoty, obsažené v kovech.*



## Otázky k opakování



- 1. Na kladné elektrodě galvanického článku probíhá:**

  - a) vždy oxidační děj,
  - b) vždy redukční děj,
  - c) oxidační i redukční děj, záleží na hodnotě elektrodového potenciálu,
  - d) žádný z uvedených dějů.

**2. Vyberte správné tvrzení. Elektromotorické napětí galvanického článku je:**

  - a) rovno rozdílu potenciálů obou elektrod v bezproudém stavu,
  - b) rovno součtu potenciálů obou elektrod v bezproudém stavu,
  - c) napětí změřené na svorkách zatíženého článku,
  - d) vždy menší než jeho svorkové napětí.

**3. Napište rovnici reakce, která probíhá při elektrolýze taveniny  $MgCl_2$  na katodě.**

**4. Napište rovnici reakce, která probíhá na anodě při elektrolýze vody.**

**5. Kolik mědi se vyloučí při elektrolýze z roztoku  $CuSO_4$  za 24 hodin proudem 10A. Elektrochemický ekvivalent mědi (kationtu  $Cu^{2+}$ ) je  $A = 0,329 \cdot 10^{-6} \text{ kg C}^{-1}$ .**

**6. Při elektrolýze probíhá:**

  - a) na katodě oxidace,
  - b) na anodě redukce,
  - c) na katodě oxidace a současně na anodě redukce,
  - d) na katodě redukce a současně na anodě oxidace.

**7. Elektrolýzou taveniny  $NaCl$  se může vyrábět:**

  - a) sodík,
  - b) chlorid,
  - c) kuchyňská sůl,
  - d) nelze provést.

**8. Při elektrolýze vodného roztoku  $NaCl$  se na katodě vylučuje:**

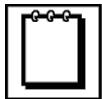
  - a) chlor,
  - b) kation sodný,
  - c) vodík,
  - d) anion chloridový.

**9. Stanovte elektromotorické napětí článku, v němž probíhá tato výsledná reakce:**

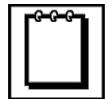
$$Cl_2(g) + 2I^- \rightarrow 2Cl^- + I_2(s)$$

Kladná elektroda:  $Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$        $E_{Cl_2/2Cl^-}^0 = 1,36 \text{ V}$

Záporná elektroda:  $2I^- \rightarrow I_2(s) + 2e^-$        $E_{I_2/2I^-}^0 = 0,53 \text{ V}$



*Poznámka*



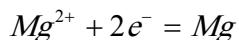
Více příkladů na problematiku elektrolýzy a galvanických článků naleznete ve skriptu: **Příklady z chemie**, J. Tržil, J. Ullrych, V. Slovák, Ostrava 1994 a novější vydání, **str. 138 – 148**.



**Řešení**



1. b,
2. a,
3. Na katodě probíhá redukční děj, při kterém dochází k vylučování kovu podle rovnice:



4. Na anodě probíhá oxidační děj, při kterém dochází k vylučování kyslíku na elektrodě.



5. Podle 1. Faradayova zákona je  $m = A \cdot I \cdot \Delta t$ . Dosazením příslušných hodnot do tohoto vztahu dostaneme:  $m = 0,329 \cdot 10^{-6} \text{ kg C}^{-1} \cdot 10\text{A} \cdot 86400\text{s} = \textcolor{blue}{0,284\text{kg}}$ .
6. d,
7. a,
8. c,
9.  $E = E_+ - E_- = 1,36 \text{ V} - 0,53 \text{ V} = \textcolor{blue}{0,83 \text{ V}}$ .