

# **OBECNÁ A ANORGANICKÁ CHEMIE**

**1. díl**

**pro vyšší stupeň Gymnázia v Duchcově**

**JIŘÍ ROUBAL**

**motto:**

**Z niého se nemá dělat věda – ani z vědy.**

**Jan Werich**

## **Předmluva k třetímu vydání.**

Předkládaná skripta představují učební text obecné a anorganické chemie pro studenty Gymnázia v Duchcově, kde se uvedené chemické obory přednášejí v třímestrovém kursu v I. a II. ročníku čtyřletého studia, resp. v V. a VI. ročníku studia osmiletého.

Skripta obsahují jen základní informace o dané problematice. Neobsahují zejména obrázky, složitější tabulky a schémata, která z technických důvodů nebylo možno vytisknout. Proto nemohou plně nahradit přednášky z obecné a anorganické chemie, na kterých studenti získávají další informace prostřednictvím modelů, promítaných obrázků a demonstračních pokusů. Nezanedbatelná je rovněž přímá účast studenta na přednášce a jeho kontakt s "chemickým prostředím" posluchárny. Skripta proto slouží jen jako doplňkový studijní text k přednášce. Mohou však nahradit poznámky psané studentem a tím mu umožňují plně se věnovat sledování přednášky.

Na dva díly skript „Základy obecné a anorganické chemie“ navazují dva díly skript „Základy organické chemie a biochemie“. Obě skripta poskytují studentům ucelený přehled základních poznatků z chemie potřebný ke složení maturitní zkoušky i přijímacích zkoušek z chemie na vysokých školách.

Toto třetí vydání skript je doplněno o kapitolu o hydrolyze solí a tlumivých roztocích používaných zejména v analytické chemii a o kapitolu objasňující vztah mezi některými vlastnostmi prvků a jejich postavením v PSP. Tato kapitola obecné chemie je úmyslně zařazena na závěr studia anorganické chemie, tedy po poznání nejdůležitějších vlastností prvků a jejich sloučenin. Dále bylo toto vydání doplněno o učivo termodynamiky, probírané v Seminárii a cvičení z chemie. Tak skripta tvoří ucelený soubor poznatků obecné, anorganické i fyzikální chemie.

Přeji všem studentům I. II. ročníku příjemnou zábavu při studiu, zejména kapitol "otázky a úkoly".

**Jiří ROUBAL**

Duchcov, červenec – říjen 1993, červenec 1995, srpen 1998

# I. ZÁKLADY OBECNÉ CHEMIE.

## 1. Úvod do studia chemie

### 1.1. Základní pojmy a definice.

**Chemie je přírodní věda. Předmětem jejího zkoumání jsou látky. Chemie zkoumá chemické reakce látek.**

Přírodní vědy studují jevy probíhající v přírodě. Předmětem zkoumání přírodních věd jsou přírodniny.

Přírodniny jsou složky přírody, které nevytvořil člověk. Jsou přirozeného původu. Přírodniny jsou živé (= organismy) a neživé. Živé přírodniny zkoumá biologie. Neživé přírodniny zkoumají různé přírodní vědy, např. mineralogie, petrologie, geologie, fyzika, chemie. (V současné době chemie i fyzika již zdaleka nepracují pouze s přírodninami, ale i s látkami člověkem vyrobenými. Protože však v počátcích rozvoje chemie a fyziky používal člověk k přeměnám a ke studiu téměř výhradně neživé přírodniny, patří chemie i fyzika z historického hlediska mezi přírodní vědy.

Důležitým společným výsledkem bádání všech přírodních věd je zjištění, že veškerá příroda je hmotná. **Hmota tvoří jedinou podstatu vesmíru.** Hmota se ve vesmíru vyskytuje v nekonečně mnoha způsobech existence (= v nekonečně mnoha podobách). Způsoby existence hmoty jsou např. planety, organismy, minerály, světlo, atomy, radioaktivní záření, magnetické pole, protony atd. Přes nekonečnou rozmanitost způsobů existence hmoty a rozmanité způsoby jejího projevu **lze veškerou hmotu rozdělit do dvou základních skupin – na látky a pole.**

**Společným znakem látek je jejich částicové složení, které svým významem pro vlastnosti látek výrazně převyšuje vlnovou povahu látek. Částice látek mají určitou energii a nenulovou klidovou hmotnost.**

**Společným znakem polí je nulová klidová hmotnost a výrazným rysem je vlnová povaha. Pole se prostorem vždy šíří rychlostí světla. Částice látek se prostorem šíří vždy rychlostí menší (zpravidla mnohem menší) než rychlost světla. "Stavební částic" elektromagnetického pole je foton. Fotony charakterizuje vlnová délka. Různé fotony mají různou vlnovou délku. Všechny fotony dohromady tvoří elektromagnetické spektrum. Jednotlivé části elektromagnetického spektra (= fotony s různou vlnovou délkou) mají různé projevy existence a různé působení na naše smysly a organismy vůbec. Různé části elektromagnetického spektra mají i různé praktické využití.**

**Předmětem zkoumání chemie jsou látky. Předmětem zkoumání fyziky jsou látky (resp. tělesa) i pole (např. magnetické, elektrické apod.).**

**K látkovým (= částicovým) formám hmoty, které chemie nejčastěji zkoumá, patří:**

- 1. elementární částice** (protony, neutrony, elektrony atd.).
- 2. složitější částice vytvořené z elementárních částic** (atomy, molekuly, ionty – tzv. **strukturní jednotky látek**).
- 3. soubory strukturních jednotek** – látky a tělesa.

Vzhledem k velkému počtu zkoumaných látek a jejich mnoha vlastnostem je nutné látky třídit (= rozdělit) do skupin podle vhodných kritérií (= hledisek). Kritéria pro třídění látek mohou být např. původ, skupenství nebo složení strukturních jednotek.

### 1. Třídění látek podle původu:

- a) přírodní (minerály, uhlí, celulóza),
- b) umělé (polystyren, bakelit, hydroxid sodný).

### 2. Třídění látek podle skupenství:

- a) plynné
- b) kapalné
- c) pevné

### 3. Třídění látek podle složení strukturních jednotek:

- a) prvky (strukturní jednotky prvku obsahují atomy se stejným protonovým číslem),
- b) sloučeniny (strukturní jednotky sloučeniny obsahují atomy alespoň dvou různých prvků).

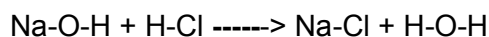
## 1.2. Vlastnosti látek, fyzikální a chemické reakce, látky a tělesa.

Látka je soubor hmotných částic zvaných strukturní jednotky. Strukturními jednotkami jsou atomy, molekuly a ionty. Atomy a molekuly jsou elektricky neutrální, ionty jsou elektricky nabitě. Podle znaménka elektrického náboje se ionty rozdělují na kationty (mají kladný elektrický náboj) a anionty (se záporným elektrickým nábojem). Velikost strukturních jednotek se pohybuje kolem  $10^{-10}$  m.

Různé látky se od sebe vždy liší svými fyzikálními i chemickými vlastnostmi. Každá látka má své charakteristické fyzikální i chemické vlastnosti, kterými se liší od látek ostatních. Všechny vlastnosti látek vyplývají z jejich vnitřní stavby. Např. síra má své charakteristické vlastnosti, které nemá žádná jiná látka proto, že její vnitřní stavba (krytalová struktura) je tvořena osmiatomovými molekulami síry  $S_8$ . Voda má své význačné vlastnosti proto, že obsahuje molekuly vody  $H_2O$ .

Fyzikální vlastnosti jsou např. hustota, teplota tání, teplota varu, barva, tvrdost, rozpustnost. Fyzikální vlastnosti jsou takové, které nemají vliv na přeměnu látky v jinou látku. Např. rozpuštěním kuchyňské soli ve vodě zůstane vzniklý roztok roztokem kuchyňské soli. Odpařením vody lze kuchyňskou sůl znovu získat v původní podobě. Proto je rozpustnost fyzikální vlastnost. Voda při teplotě nižší než teplota tání ( $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) tuhne v led, který je však stále vodou. Při teplotě varu ( $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) se voda mění ve vodní páru, ale stále zůstává vodou. Rozpouštění látek, převádění z jednoho skupenství do jiného, drcení nebo ohýbání, zahřívání a chlazení jsou příklady fyzikálních reakcí. Při fyzikálních reakcích se látky nemění v jiné látky. Je to proto, že při fyzikálních reakcích se nemění strukturní jednotky a zůstává tak zachována vnitřní stavba látek.

Chemické vlastnosti způsobují a umožňují přeměnu jedné látky v jinou látku. Nejvýznamnější chemickou vlastností je slučivost s jinými látkami. Např. hořčík má vlastnost (= schopnost) sloučit se (= reagovat) s kyslíkem za vzniku oxidu hořečnatého. Reakce, při kterých se původní látky mění v látky jiné, se, nazývají chemické reakce. Při chemických reakcích dochází k přeměně původních látek v látky jiné. Je to proto, že při chemických reakcích se mění strukturní jednotky látek a původní látky (= reaktanty) se mění v látky jiné (= produkty). Příčinou změn strukturních jednotek při chemických reakcích je zánik (některých) původních chemických vazeb a vznik nových chemických vazeb. Např.:



Většinou bývají rozdílné vlastnosti u porovnávaných látek patrné na první pohled (např. benzín – železo, uhlí – rtuť). Někdy rozdíly ve vlastnostech porovnávaných různých látek

nejsou na první pohled patrné a lze je zjistit až podrobnějším zkoumáním (např. vodný roztok kuchyňské soli – vodný roztok cukru).

Jsou látky, které nemají určitý tvar nebo velikost, např. kusy uhlí, úlomky hornin apod. Z látek však mohou být vyrobeny předměty určité velikosti a tvaru, např. z papíru sešit, ze dřeva židle, ze skla okenní tabule apod. Ve fyzice se tyto předměty nazývají tělesa. **Těleso je předmět určitého tvaru, velikosti, objemu a hmotnosti. Každé těleso je tvořeno jednou nebo více látkami. Látka je hmotná náplň každého tělesa.**

**Fyzika zkoumá fyzikální vlastnosti a fyzikální reakce těles** (méně často látek). **Chemie je přírodní věda o látkách, jejich chemických vlastnostech a přeměnách chemickými reakcemi.**

### 1.3. Soustavy látek.

Každá chemická reakce probíhá v alespoň částečně uzavřeném prostoru. V laboratoři např. ve zkumavce, kádince, baňce. V průmyslových závodech v kotlích, reaktorech, technologických celcích. Prostor, který je předmětem našeho zájmu, spolu s látkami, které jsou v něm obsaženy, se nazývá soustava. **Soustava je část prostoru s jeho látkovou náplní, oddělená od okolí skutečnými nebo myšlenými stěnami. Vše, co je vně soustavy se nazývá okolí.**

Je možné myšlenkově nebo reálně vytvořit mnoho soustav s odlišným vzhledem i vlastnostmi. Proto se soustavy rozdělují (= třídí) do několika skupin (= na několik druhů).

#### 1.3.1. Rozdělení a druhy soustav.

Kriteria pro rozdělení soustav jsou tři.

1. Rozdělení soustav **podle vlastností stěn** oddělujících soustavu od okolí:

**a) soustavy otevřené** – vyznačují se stěnami, které umožňují mezi soustavou a okolím výměnu látek (strukturních jednotek) i energie. Příkladem je otevřená kádinka nebo místnost s otevřenými okny.

**b) soustavy uzavřené** – vyznačují se stěnami, které umožňují mezi soustavou a okolím výměnu energie, ale neumožňují výměnu látek (strukturních jednotek). Příkladem je uzavřená nádoba nebo uzavřená místnost.

**c) soustavy izolované** – vyznačují se stěnami, které neumožňují mezi soustavou a okolím výměnu ani látek ani energie. Příkladem je termoska.

2. Rozdělení soustav **podle vzhledu (= stavby)** soustav:

**a) soustavy stejnorodé (= homogenní)** – mají ve všech svých částech stejný vzhled a stejné, nebo plynule se měnící složení a vlastnosti. Příkladem je vzduch nebo roztok cukru ve vodě.

**b) soustavy různorodé (= heterogenní)** – nemají ve všech svých částech stejný vzhled a vlastnosti. Často mají i rozdílné složení. Příkladem je led plovoucí ve vodě (v tomto případě je složení soustavy ve všech částech stejné, rozdílné jsou vlastnosti a vzhled jednotlivých částí). V různorodých soustavách lze rozlišit alespoň dvě stejnorodé oblasti (jakési dílčí soustavy) ostře od sebe oddělené hraniční plochou, na které se prudce mění vzhled, vlastnosti a často i složení stejnorodých oblastí. **Každá stejnorodá oblast různorodé soustavy se nazývá fáze a hraniční plocha mezi fázemi fázové rozhraní.**

Rozlišení stejnorodosti a různorodosti soustavy není vždy jednoznačné. Hranici mezi stejnorodými a různorodými soustavami tvoří **soustavy koloidní obsahující strukturní jednotky o rozměrech 1 – 200 nm**. Příkladem koloidní soustavy je vodný roztok vaječného bílku.

**3. Rozdělení soustav podle počtu látek v soustavě:**

**a) soustavy chemicky čisté** – obsahují jen jednu chemickou látku. Příkladem je čistá voda, diamant (čistý uhlík) nebo křišťál (čistý oxid křemičitý). Soustavy chemicky čisté zpravidla bývají stejnorodé (výjimkou je např. voda s plovoucím ledem).

**b) směsi** – obsahují více chemických látek. Příkladem je směs vody a oleje, nebo cukr rozpuštěný ve vodě. Směsi mohou být stejnorodé i různorodé.

Ze všech směsí jsou nejvýznamnější ty, ve kterých jsou jednotlivé látky (= složky směsi) rozptýlené v celém objemu soustavy. Takové směsi se nazývají **disperzní směsi (= disperzní soustavy)**. Látka (popř. jejich směs), která je v disperzní soustavě v nadbytku a vyskytuje se spojitě v celé soustavě, tvoří **disperzní (= rozptylující) látku**. Ostatní látky jsou v této látce rozptýlené a nazývají se **dispergované (= rozptýlené) látky**.

Látky tvořící soustavy mohou být buď prvky, nebo sloučeniny. **Prvek je látka složená z atomů se stejným protonovým číslem**. U většiny prvků se tyto atomy sdružují v molekuly o různé složitosti, např.  $O_2$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ . **Sloučenina je látka složená z molekul vybudovaných z atomů alespoň dvou různých prvků**. Např.  $H_2O$ ,  $NaCl$ ,  $H_2SO_4$ .

## 1.4. Obory chemie, význam chemie pro hospodářství státu.

Vzhledem k ohromnému množství poznatků, které chemie v historii svého vývoje získala, stalo se nutností rozčlenit chemii na chemické obory zabývající se užšími a speciálnějšími chemickými problémy.

**Podle druhu zkoumaných látek se chemie rozděluje na anorganickou, organickou a makromolekulární.**

Anorganická chemie studuje složení, strukturu a vlastnosti látek s výjimkou většiny sloučenin uhlíku.

Organická chemie studuje složení, strukturu a vlastnosti převážně části sloučenin uhlíku.

Makromolekulární chemie studuje složení, strukturu a vlastnosti přirozených i syntetických (= umělých) makromolekulárních látek.

**Podle způsobu zkoumání látek se chemie rozděluje na obecnou, fyzikální, analytickou a biochemii.**

Obecná chemie studuje problémy, které se dotýkají všech oborů chemie (např. stavba strukturních jednotek, skupenské stavy látek, chemické reakce mezi strukturními jednotkami, energetické změny při chemických reakcích apod.).

Fyzikální chemie řeší podobné nebo stejné problémy jako chemie obecná, ale používá k jejich řešení více fyzikální metody práce a matematicky náročné operace a výpočty.

Analytická chemie se zabývá zkoumáním chemického složení látek. **Analytická chemie se rozděluje na kvalitativní a kvantitativní analytickou chemii**. Kvalitativní analytická chemie zkoumá, ze kterých prvků je látka složena a dokazuje jejich přítomnost ve zkoumané látce. Kvantitativní analytická chemie stanovuje množství zkoumané látky.

Biochemie studuje látky a jejich přeměny v živých přírodních.

Chemie má značný význam pro člověka v jeho denním životě i pro hospodářství každého státu. Je to proto, že poznatky chemie se uplatňují prakticky ve všech výrobních odvětvích hospodářství. Např. v metalurgickém průmyslu (výroba kovů), sklářském a keramickém průmyslu (výroba skla a porcelánu), průmyslu stavebních hmot (výroba cementu a vápna), farmaceutickém průmyslu (výroba léčiv), agrochemickém průmyslu (výroba umělých hnojiv a chemických prostředků proti rostlinným i živočišným škůdcům), potravinářském průmyslu (výroba octa, ethanolu, lihových nápojů, kyseliny citronové, jogurtů a dalších potravinářských výrobků), papírenském průmyslu (výroba celulosy a papíru)

Potřebné suroviny pro tato průmyslová odvětví dodává (kromě jiných zdrojů) chemický průmysl. Chemický průmysl produkuje jednak výrobky určené k přímému použití (plasty, syntetická vlákna, pohonné hmoty) a dále výrobky používané ve vyjmenovaných průmyslových odvětvích, kde slouží jako suroviny pro další výrobu (např. kyseliny: chlorovodíková, sírová, dusičná; hydroxid sodný, amoniak, soda a další). Úroveň chemického průmyslu a jeho rozvoj závisí na surovinové základně. Nejdůležitější suroviny pro chemický průmysl jsou ropa, uhlí, zemní plyn, vzduch, voda, síra, sůl kamenná.

## 1.5. Otázky a úkoly.

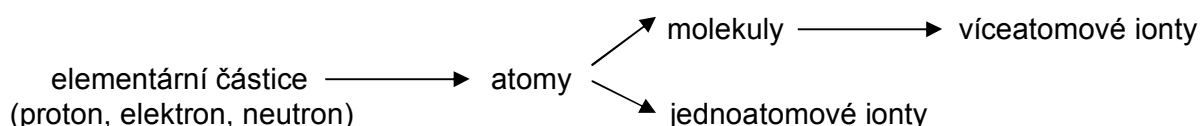
1. Rozdělte a charakterizujte soustavy podle vlastností stěn, podle stavby a podle počtu látek.
2. Charakterizujte fyzikální a chemické reakce.
3. Vyjmenujte a charakterizujte strukturní jednotky látek.
4. Vyjmenujte a charakterizujte obory chemie podle způsobu zkoumání látek a podle druhu zkoumaných látek.
5. Definujte chemický prvek a sloučeninu.
6. Co jsou přírodniny a které přírodní vědy se zabývají jejich zkoumáním?
7. Proč má každá látka své charakteristické vlastnosti, kterými se odlišuje od jiných látek?
8. Vysvětlíte pojmy těleso a látka.
9. Vyjmenujte průmyslová odvětví, v nichž se uplatňuje chemie. Čím se tato průmyslová odvětví konkrétně zabývají?

## 2. Složení a stavba strukturních jednotek.

### 2.1. Stavba atomu.

#### 2.1.1. Charakteristika atomu a elementárních částic.

**Všechny látky jsou vybudovány ze strukturních jednotek.** Z nich mají největší význam atomy, protože ostatní strukturní jednotky jsou od atomů odvozeny. Atomy samy jsou však složité útvary. **Atomy jsou vystavěny z některých elementárních částic. Elementární částice jsou nejmenší dosud známé částice hmoty.** Platí:



Představa, že všechny látky jsou vytvořeny z hmotných částic nepatrné velikosti, je velmi stará. Již ve starověku někteří řečtí filozofové (např. DEMOKRITOS, LEUKIPOS – asi ve 4. stol. před n.l.) předpokládali, že látky jsou vybudovány z nepatrných a dále nedělitelných částic. Pojmenovali je atomy (*atomos* = řec. nedělitelný). Koncem 19. a na začátku 20. století fyzikové (např. THOMSON, RUTHERFORD) dokázali, že atomy sice nelze žádnými

chemickými reakcemi rozdělit na menší částice, ale fyzikálními metodami lze každý atom rozdělit na ještě menší hmotné částice. Pojmenovali je elementární částice. Elementárních částic je v současné době známo několik desítek. **Na stavbě atomů se podílejí pouze tři druhy elementárních částic: protony (p), neutrony (n) a elektrony (e).**

Proton má hmotnost  $1,672 \cdot 10^{-27}$  kg a má kladný elektrický náboj.

Neutron má hmotnost  $1,674 \cdot 10^{-27}$  kg, nemá elektrický náboj.

Elektron má hmotnost  $9,1 \cdot 10^{-31}$  kg, je nositelem záporného elektrického náboje.

**Elektrické náboje protonu a elektronu mají stejnou absolutní hodnotu. Liší se znaménkem.** Elektrické náboje protonu a elektronu jsou nejmenší dosud známé elektrické náboje.

**Atomy jsou elektricky neutrální strukturní jednotky. Chemickými metodami (= reakcemi) jsou dále nedělitelné. Jsou vytvořeny z elementárních částic – protonů, neutronů a elektronů.**

**Každý atom je tvořen jádrem a obalem.** Obě oblasti jsou nestejně velké. Atomy mají průměr asi  $10^{-10}$  m. Jádro je středová část atomu o průměru asi  $10^{-15}$  m. To znamená, že obal je asi 100.000x větší než jádro.

## 2.1.2. Atomové jádro, nuklidy a izotopy, radioaktivita.

**Atomové jádro je vybudováno z protonů a neutronů. Protony a neutrony se souhrnně nazývají nukleony (*nucleus* = lat. jádro). Atomové jádro má kladný elektrický náboj.** Velikost elektrického náboje jádra je dána počtem protonů v něm. **Obal atomu je vybudován z elektronů. Má záporný elektrický náboj.** Protože atom je elektricky neutrální, musí mít počet záporně nabitých elektronů v obalu stejný jako počet kladně nabitých protonů v jádře. Platí:

**atom:** počet protonů = počet elektronů

**kation:** počet protonů > počet elektronů

**anion:** počet protonů < počet elektronů

Zastoupení elementárních částic v atomu lze vyjádřit čísly:

**Protonové číslo (Z) udává počet protonů (a zároveň i počet elektronů) v atomu. Ke značce prvku se píše vlevo dolů:  ${}_Z\text{X}$ .**

**Nukleonové číslo (A) udává počet nukleonů (protonů a neutronů) v jádře atomu. Ke značce prvku se píše vlevo nahoru:  $^A\text{X}$ .**

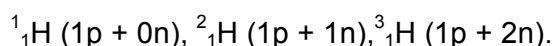
**Neutronové číslo (N) udává počet neutronů v jádře. Pro jeho výpočet platí:**

$$N = A - Z$$

**Ke značce prvku se neutronové číslo nezapisuje.**

Z porovnání hmotností elementárních částic vyplývá, že nukleon (proton nebo neutron) má 1836x větší hmotnost než elektron. **Více než 99 % hmotnosti atomu je soustředěno v jádře.**

Podrobnými výzkumy atomových jader fyzikové zjistili, že **existují atomy, jejichž jádra mají stejná protonová čísla** (atomy patří témuž prvku), **ale liší se čísly nukleonovými (mají různý počet neutronů).** Např.:





To znamená, že **atomy téhož prvku nemusí být naprosto shodné**. Např. prvek vodík je tvořen třemi soubory (= množinami) atomů, které se liší počtem neutronů v jádrech.

**Soubor atomů, které se shodují v protonovém i nukleonovém čísle, se nazývá nuklid.** Vodík ve vesmíru existuje v podobě tří nuklidů. Všechny různé nuklidy téhož prvku mají společné protonové číslo a tedy i místo v PSP. Proto se nazývají izotopy. **Různé nuklidy téhož prvku se nazývají izotopy**, protože v periodické soustavě prvků je těmto nuklidům vyhrazeno pouze jedno místo (*isos* = řec. stejný, *topos* = řec. místo). Protože izotopy mají atomy s rozdílným počtem nukleonů (s rozdílnou stavbou), mají i rozdílné vlastnosti. Rozdíl se týká některých fyzikálních vlastností. **Izotopy mají stejné chemické, ale rozdílné fyzikální vlastnosti.**

Jednou z nejdůležitějších fyzikálních vlastností, kterou se izotopy od sebe mohou lišit, je stálost jejich atomových jader. **Atomová jádra některých nuklidů mají schopnost se samovolně rozpadat a přeměňovat se v jádra s jiným protonovým i nukleonovým číslem. Tato vlastnost se nazývá radioaktivita.** Při radioaktivní přeměně vysílají přeměňující se jádra částice, které tvoří radioaktivní záření. Jsou tři druhy radioaktivního záření: alfa, beta a gama.

V přírodě bylo zjištěno 329 nuklidů 92 prvků. Z nich je 273 stabilních a 56 radioaktivních. Některé prvky jsou tvořeny jen jediným nuklidem. Těchto prvků je 20 (např. Be, F, Al, P). Ostatní prvky jsou směsí alespoň dvou různých nuklidů. Jejich procentuální zastoupení je v daném prvku konstantní. Např. prvek kyslík je směsí tří nuklidů (vůči sobě jsou izotopy): 99,7628 %  $^{16}_8\text{O}$ , 0,2017 %  $^{18}_8\text{O}$ , 0,0355 %  $^{17}_8\text{O}$ .

### 2.1.3. Elektronový obal.

#### 2.1.3.1. Charakteristika elektronového obalu.

**Elektrony nejsou v elektronovém obalu rozmístěny nahodile.** Jejich rozmístění a chování v elektronovém obalu popisuje kvantová mechanika. Kvantová mechanika je obor fyziky zkoumající elementární částice, především elektrony. Název oboru je odvozen od skutečnosti, že elektrony v elektronovém obalu mohou mít jen určitá množství energie (*quantum* – lat. množství). Nejdůležitější závěry vyplývající z kvantové mechaniky:

**1. Elektrony se mohou v elektronovém obalu atomu vyskytovat jen v určitých vzdálenostech od jádra. Tyto vzdálenosti se nazývají sféry a označují se písmeny K, L, M, N, O, P, Q nebo čísly 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.**

**2. Ne v každé části sféry je stejná pravděpodobnost, že zde může existovat (= být umístěn) elektron. Ta část sféry, kde je značná pravděpodobnost přítomnosti elektronu, se nazývá orbital. Orbital je oblast nejpravděpodobnějšího výskytu elektronu ve sféře.**

Orbitalů je několik druhů. Liší se od sebe velikostí, tvarem i energií, kterou udělují v nich umístěným elektronům.

**3. Druhy orbitalů a jejich vlastnosti lze popsat pomocí kvantových čísel. Kvantová čísla popisující druhy a vlastnosti orbitalů jsou hlavní, vedlejší a magnetické.**

**4. V jednom orbitalu mohou být maximálně dva elektrony, které se od sebe musí lišit ve směru rotace kolem své osy. Tato vlastnost elektronu se nazývá spin. Směr rotace vyjadřuje spinové kvantové číslo. Dva elektrony v jednom orbitalu tvoří elektronový pár.**

Kvantová čísla jsou celkem čtyři. Tři charakterizují příslušný orbital (hlavní, vedlejší, magnetické) a čtvrté (spinové) konkrétní elektron v orbitalu.

## 2.1.3.2. Kvantová čísla.

### 1. Hlavní kvantové číslo.

Označuje se "n". Nabývá hodnot přirozených čísel. **Udává sféru, ve které se uvažovaný orbital vyskytuje.** (např. je-li  $n = 1$  je orbital ve sféře **K**, je-li  $n = 2$  je orbital ve sféře **L** atd.). Udává rovněž relativní energii uvažovaného orbitalu. **Čím větší je hodnota hlavního kvantového čísla, tím více je popisovaný orbital dále od jádra a tím větší je jeho energie a rovněž energie elektronů ve sféře umístěných.**

### 2. Vedlejší kvantové číslo.

Označuje se "l". Nabývá hodnot celých čísel, pro která platí nerovnost  $0 \leq l \leq (n - 1)$ . **Určuje druh (= jméno) uvažovaného orbitalu.** Nejdůležitější jsou čtyři druhy orbitalů, kterým přísluší vedlejší kvantová čísla  $l = 0, 1, 2, 3$ . Častěji se tyto orbitály označují písmeny **s** ( $l = 0$ ), **p** ( $l = 1$ ), **d** ( $l = 2$ ) a **f** ( $l = 3$ ). Z nerovnosti vyplývá, že **počet druhů orbitalů v dané sféře závisí na hlavním kvantovém čísle.**

Např.: jestliže  $n = 1$  (sféra **K**) je  $l = 0$  (orbital **s**). **Ve sféře K je pouze jeden druh orbitalu, a to orbital s.**

Jestliže  $n = 2$  (sféra **L**) nabývá vedlejší kvantové číslo hodnot:  $l = 0$  (orbital **s**) a  $1$  (orbital **p**). **Ve sféře L jsou elektronům k dispozici dva druhy orbitalů – orbitály s a p.**

Jestliže  $n = 3$  (sféra **M**) nabývá vedlejší kvantové číslo hodnot:  $l = 0$  (orbital **s**),  $1$  (orbital **p**) a  $2$  (orbital **d**). **Ve sféře M jsou elektronům k dispozici tři druhy orbitalů – orbitály s, p a d.**

**Čím vzdálenější je sféra od jádra, tím je rozsáhlejší a tím větší počet různých druhů orbitalů obsahuje.**

### 3. Magnetické kvantové číslo.

Označuje se "m". Nabývá hodnot celých čísel v rozsahu od  $-l$  do  $+l$  včetně nuly. **Počet hodnot magnetického kvantového čísla udává počet orbitalů daného druhu ve sféře.**

Např.:  $l = 0$  (orbital **s**) nabývá magnetické kvantové číslo pouze jedinou hodnotu  $m = 0$ . To znamená, že **v dané sféře může vždy být pouze jeden orbital druhu s.**

Pro  $l = 1$  (orbital **p**) nabývá magnetické kvantové číslo hodnoty  $m = -1, 0, 1$ . To jsou celkem tři různé hodnoty. To znamená, že **v dané sféře (počínaje sférou L dále) jsou vždy tři orbitály druhu p.**

Podobně lze určit, že **orbitalů druhu d je v každé sféře počínaje sférou M pět a orbitalů f počínaje sférou N sedm.**

**Konkrétní hodnota magnetického kvantového čísla upřesňuje konkrétní orbital daného druhu** (je jakési křestní jméno orbitalu, zatímco vedlejší kvantové číslo určující druh orbitalu je příjmením). Např. orbitály **p** jsou podle počtu hodnot magnetického kvantového čísla ve sféře celkem tři. Odlišují se od sebe (= upřesňují se) hodnotami magnetického kvantového čísla:  $p_{-1}, p_0, p_{+1}$ .

**Orbitály téhož druhu umístěné v jedné sféře se od sebe liší pouze hodnotami magnetického kvantového čísla. Mají stejnou energii a nazývají se degenerované.**

#### 4. Spinové kvantové číslo.

Charakterizuje spin (směr rotace elektronu). Označuje se "s" (neplést s označením druhu orbitalu). Nabývá pouze dvou hodnot lišících se znaménkem. Jsou to hodnoty 1/2 a -1/2.

Vztahy mezi kvantovými čísly a druhy a počty orbitalů v jednotlivých sférách znázorňuje tabulka:

n sféra	l orbital	M	počet orbitalů (elektronů)	celkový počet orbitalů (elektronů)
1 K	0 s	0	1 (2)	1 (2)
2 L	0 s	0	1 (2)	4 (8)
	1 p	-1, 0, 1	3 (6)	
3 M	0 s	0	1 (2)	9 (18)
	1 p	-1, 0, 1	3 (6)	
	2 d	-2, -1, 0, 1, 2	5 (10)	
4 N	0 (s)	0	1 (2)	16 (32)
	1 (p)	-1, 0, 1	3 (6)	
	2 (d)	-2, -1, 0, 1, 2	5 (10)	
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7 (14)	
5 O	0 (s)	0	1 (2)	25 (50)
	1 (p)	-1, 0, 1	3 (6)	
	2 (d)	-2, -1, 0, 1, 2	5 (10)	
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7 (14)	
	4 (g)	-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4	9 (18)	

#### **2.1.3.3. Tvary orbitalů, znázorňování orbitalů a elektronů.**

Orbitaly s mají tvar koule.

Orbitaly p tvarem připomínají rotující osmičku. Orbitaly p (jsou vždy tři) jsou na sebe kolmé. Jsou orientovány podle os **x**, **y** a **z** pravoúhlého souřadného systému. Názvy os se používají k rozlišení orbitalů téhož druhu, a to častěji než rozlišování magnetickými kvantovými čísly. **Orbitaly p se od sebe rozlišují označením  $p_x$**  (méně často  $p_1$ ),  **$p_y$**  (méně často  $p_{-1}$ ),  **$p_z$**  (méně často  $p_0$ ).

Graficky lze orbitaly a elektrony znázornit (= zapsat) v zásadě trojím způsobem:

**1. Orbitaly se zapisují symboly s, p, d, f. Počet elektronů v nich se vyjadřuje číselným exponentem. Před symbol orbitalu se píše hlavní kvantové číslo, aby bylo jasné, ve které sféře uvažovaný orbital leží. Např.  $4s^1$ ,  $2p^4$ ,  $3d^6$ ,  $1s^2$ .**

**2. Orbitaly lze znázornit rámečky, které jsou rozděleny na tolik okének, kolik orbitalů toho druhu ve sféře je (orbitaly p tři okénka, orbitaly d pět okének). Elektrony se do oké-**

nek zakreslují šipkami, jejichž směr vyjadřuje spin elektronu ( $\uparrow \downarrow$ ). Před rámeček se často píše hlavní kvantové číslo sféry, ve které uvažovaný druh orbitalu leží.



3. Nejsložitější způsob spočívá v nakreslení orbitalů. Elektrony se do nakreslených orbitalů zakreslují šipkami.

### 2.1.3.4. Pravidla výstavby elektronového obalu.

Orbitaly (a tedy i elektrony v nich umístěné) nemají stejnou energii. Rozmístění elektronů do orbitalů elektronového obalu musí vyhovovat podmínce, aby vzniklý atom měl co možná nejmenší energii a byl tak co nejstálější. **Nejstálější stav atomu (s nejmenší možnou energií) se nazývá základní stav.** Rozmístění elektronů do orbitalů tak, aby vznikl základní stav, lze vyjádřit (= popsat) třemi pravidly.

#### 1. Výstavbové pravidlo.

Orbitaly jsou elektrony obsazovány postupně od orbitalu s nejmenší energií směrem k orbitalu s energií větší. Pro atomy většiny prvků platí toto pořadí v zaplňování orbitalů:

**1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 8s, .....**

Uspořádáním elektronů v obalu podle výstavbového pravidla vzniká **základní stav atomu.**

#### 2. PAULIHO pravidlo.

V elektronovém obalu atomu nemohou být elektrony, jejichž všechna kvantová čísla jsou stejná. Elektrony v elektronovém obalu se od sebe musí lišit alespoň v jednom kvantovém čísle. Např. ze zápisů:



vyplývá, že elektrony v uvedených orbitalech se shodují ve vedlejším, magnetickém a spinovém kvantovém čísle a liší se v hlavním kvantovém čísle. Existence takto umístěných elektronů v elektronovém obalu není v rozporu s PAULIHO pravidlem. (Je však v tomto případě v rozporu s výstavbovým pravidlem).

#### 3. HUNDOVO pravidlo.

V orbitalech se stejnou energií (= degenerovaných orbitalech) mohou vznikat elektronové páry (= dvojice elektronů v jednom orbitalu) teprve po obsazení každého orbitalu jedním elektronem. Přitom platí, že nespárované elektrony v orbitalech se stejnou energií mají stejný spin:



U některých prvků se setkáváme ve výstavbě elektronového obalu atomů v základním stavu s některými odchylkami od uvedených pravidel (např. u mědi, chromu, stříbra,

zlata, molybdenu a dalších). Tyto odchylky vyplývají z poznané skutečnosti, že nejstálejší je takové uspořádání elektronů (= elektronová konfigurace), ve kterém jsou orbitály buď úplně zaplněné (všechny elektrony jsou spárované) nebo jsou zaplněné právě z poloviny (popř. jsou prázdné). Proto např. pro měď je výhodnější konfigurace (= uspořádání)  $4s^1 3d^{10}$  než podle pravidel očekávaná konfigurace  $4s^2 3d^9$  a pro atomy chromu je výhodnější uspořádání  $4s^1 3d^5$  než  $4s^2 3d^4$ .

### 2.1.3.5. Excitované stavy atomů.

Z energetického diagramu vyplývá, že:

**1. Energie orbitalů závisí především na hlavním kvantovém čísle a jen v menší míře na vedlejším kvantovém čísle. V dané sféře potom energie orbitalů stoupá v pořadí  $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$ . (Např.  $2s \rightarrow 2p$ ,  $3s \rightarrow 3p \rightarrow 3d$ ,  $4s \rightarrow 4p \rightarrow 4d \rightarrow 4f$ ).**

**2. Některé sféry se energeticky navzájem prolínají** (např. orbital  $4s$  má menší energii než orbitály  $3d$ , orbital  $5s$  než orbitály  $4d$  atd.). Příčinou této nepravidelnosti je vliv kladného náboje jádra, které působí na elektrony přitažlivou silou a mění tak jejich energii a také vliv vzájemného ovlivňování se elektronů v různých orbitalech.

**Základní stav atomu** je sice energeticky nejvýhodnější (atom je v základním stavu nejstálejší), ale **není jediný možný. Dodáním energie lze převést jeden nebo několik elektronů do energeticky bohatších orbitalů** téže sféry (popř. sféry s nižším hlavním kvantovým číslem):



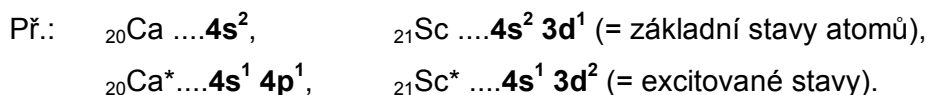
**Převedení elektronů do energeticky bohatších orbitalů se nazývá excitace** (*excitare* = lat. budit). **Vzniklý stav atomu se nazývá excitovaný** (= vzbuzený).

Pro slučivost atomů jsou důležité takové excitace, kterými se zvyšuje počet nespárovaných elektronů a vznikají tzv. **slučivé excitované stavy**. **Slučivé excitované stavy vznikají vždy roztržením elektronového páru** v orbitalu a excitací jednoho z těchto elektronů do energeticky nejbližšího prázdného orbitalu v rámci téže sféry, popř. do energeticky bohatšího orbitalu s nižším kvantovým číslem, pokud je tento orbital prázdný.

Pro myšlenkovou konstrukci slučivých excitovaných stavů lze formulovat několik pravidel:

**1. Slučivý excitovaný stav se označuje hvězdičkou vpravo nahoře u značky prvku ( $X^*$ ). Počet hvězdiček zároveň vyjadřuje počet excitovaných elektronů.**

**2. Excitace je možná jen mezi energeticky si blízkými orbitály.** Pro vznik valenčního excitovaného stavu platí zásada obsazování orbitalů stejné sféry, popř. orbitalů, které v předchozí sféře jsou ještě prázdné. **Výstavbové pravidlo tedy platí jen pro postupné zaplňování orbitalů při vzniku základního stavu atomu.**



**3. Elektrony v excitovaném stavu obsazují orbitály podle HUNDOVA pravidla.**

Tvorbou valenčních excitovaných stavů se zvyšuje počet nespárovaných elektronů. Nespárované elektrony mají rozhodující význam pro slučivost atomů (= pro tvorbu chemických vazeb). **Možnost excitace je důležitá pro slučivost atomů.** Uspořádání elektronů v excitovaném stavu je v rozporu s výstavbovým pravidlem. **Každý excitovaný stav atomu je energeticky příliš bohatý a proto nestálý.** V excitovaném stavu může atom setrvat pouze

velmi krátkou dobu (po zastavení dodávky energie potřebné pro excitaci) – asi  $10^{-8}$  s. Poté se vrací do stavu základního.

V dalším textu budou pro zjednodušení slučivé excitované stavy označovány krátce **excitované stavy**.

### 2.1.3.6. Vznik jednoatomových iontů.

**Dodáním energie**, která svojí velikostí přesahuje možnost pouhé excitace, **je možné jeden nebo několik elektronů od atomu odtrhnout. Z atomu vznikne kation. Proces odtržení elektronu se nazývá ionizace. Energie nutná k odtržení elektronu se nazývá ionizační energie.** Označuje se  $I$  a vyjadřuje se v kJ/mol (rozumí se mol elektronů odtržených z jednoho molu atomů, popř. z jednoho molu kationtu). Např.



Energie potřebná k odtržení prvního elektronu se nazývá **první ionizační energie** ( $I_1$ ), energie potřebná k odtržení druhého elektronu je **druhá ionizační energie** ( $I_2$ ) atd.

Velikost ionizační energie informuje o tom, jak pevně je elektron v atomu vázán. **Čím menší je ionizační energie tím snadnější je odtržení elektronu a tím snadnější je přivedení atomu na kation.**

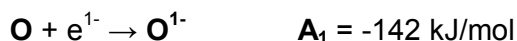
Velký rozdíl mezi  $I_1$  a  $I_2$  u lithia je způsoben především tím, první elektron ( $I_1$ ) je odtržen z orbitalu **2s** a druhý elektron ( $I_2$ ) z orbitalu **1s**, mezi kterými je značný energetický rozdíl (viz energetický diagram orbitalů). Podobná situace nastává při ionizaci atomu beryllia:



Rozdíl v energiích orbitalů **2s** a **1s** se v tomto případě projevuje velkým rozdílem mezi  $I_2$  a  $I_3$ . Reálně vytvořitelný je kation **Be<sup>2+</sup>**. Kationty **Be<sup>3+</sup>** a **Be<sup>4+</sup>** jsou běžnými způsoby (při chemických reakcích) nevytvořitelné.

**Přijetím elektronů do neúplně zaplněného orbitalu (je obsazen pouze jedním elektronem) poslední sféry vzniká anion.** Atom může přijmout tolik elektronů, kolik volných míst v neúplně zaplněných orbitalech poslední sféry má. **Přijetím elektronu se uvolňuje energie zvaná elektronová afinita.** Označuje se **A** a vyjadřuje v kJ/mol (rozumí se mol elektronů přijatých jedním molem atomů, popř. jedním molem aniontů).

Podobně jako v případě ionizační energie rozlišujeme první, druhou, resp. třetí elektronovou afinitu, např.:



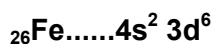
**Čím větší je elektronová afinita, tím snadněji (= ochotněji) atom přijímá elektron a tím snadněji se přeměňuje na anion.**

**Prvky, jejichž atomy snadno uvolňují elektrony a tvoří kationty (mají nízké ionizační energie), se nazývají elektropozitivní prvky.** Jsou to vesměs kovy. **Prvky, jejichž**

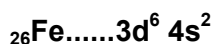
**atomy snadno přijímají elektrony a tvoří anionty** (mají velké elektronové afinity), **se nazývají elektronegativní prvky**. Jsou to vesměs nekovy.

U prvků s protonovým číslem větším než 20 dochází po zaplnění orbitalu **4s** dvěma elektrony ke snížení energie orbitalů **3d**. Proto prvky s protonovým číslem větším než má vápník ( $_{20}\text{Ca}$ ) mají energii orbitalů **3d** menší než je energie orbitalu **4s**. Např. železo (ale i jiné prvky) má **po vytvoření** základního stavu atomu jiné energetické pořadí orbitalů než odpovídá výstavbovému pravidlu.

Např. **při vzniku** základního stavu atomu železa se orbitály zaplňují v pořadí:



**Po vzniku** atomu základního stavu atomu železa je energetické pořadí:



Proto atom železa (ale i jiných prvků) při ionizaci uvolňuje nejdříve elektrony z orbitalu **4s** (jsou **po vytvoření** základního stavu energeticky nejbohatší) a teprve potom elektrony z orbitalů **3d**:



Kation  $\text{Fe}^{3+}$  je stálejší, protože orbitály **d** jsou z poloviny obsazeny a orbital **s** je prázdný.

K podobné energetické záměně dochází i u orbitalů **5s** a **4d**. **Při vzniku** základního stavu atomu se zaplňují v pořadí **5s**, **4d**, **po vzniku** základního stavu je energetické pořadí orbitalů **4d**, **5s**.

## 2.1.3.7. Periodická soustava prvků a elektronový obal atomů.

### 2.1.3.7.1. Periodický zákon a uspořádání prvků do tabulky.

**Periodická soustava prvků** (zkratka **PSP**) je **vědecké uspořádání prvků do tabulky podle stavby elektronových obalů jejich atomů**.

Potřeba systematicky uspořádat prvky vznikla ve druhé polovině 19. století, kdy došlo ke značnému rozvoji chemie. V té době bylo objeveno mnoho nových prvků a připraveny jejich sloučeniny. **Bylo získáno mnoho poznatků o vlastnostech prvků a jejich sloučenin**. Všechny poznatky bylo nutné systematicky rozřadit tak, aby bylo možné se v nich snáze orientovat. **Předpokladem pro třídění poznatků bylo vytvoření systému (= soustavy) prvků, ve kterém by prvky byly umístěny podle svých chemických vlastností**. Dosavadní třídění prvků na kovy a nekovy bylo v té době již překonáno (kovovost či nekovovost je pouze jedna z mnoha vlastností prvků, navíc vlastnost fyzikální). Chemici se při tvorbě nové soustavy (= rozřídění) prvků snažili, aby ve vytvořených množinách (= skupinách) prvků byly prvky s co největším počtem podobných vlastností, a aby bylo zároveň možné, dosud neznámé prvky a jejich vlastnosti předpovědět a do vytvořených skupin přirozeně začlenit.

Podrobně se vytvořením soustavy prvků zabýval (mimo mnoha jiných chemiků) ruský chemik **D. I. MENDELEJEV (1869)**. K jakémukoliv třídění (= rozdělování) je vždy nutné zvolit správné kritérium (= hledisko), podle kterého třídění provádíme. **MENDELEJEV** seřadil tehdy známé prvky do řady podle vzrůstající relativní atomové hmotnosti (dnes jsou prvky seřazeny v tabulce podle vzrůstajícího protonového čísla, tehdy však protonové číslo nebylo známé) a porovnával jejich vlastnosti. **Závěry** vyplývající z **MENDELEJEVOVA** postupu:

**1. V přírodě existují prvky s podobnými chemickými vlastnostmi (to platí i pro sloučeniny prvků, např. NaCl – KCl, HF – HCl – HBr, NaOH – KOH).**

**2. Prvky s podobnými vlastnostmi se v sestavené řadě periodicky opakují** (*peri* = řec. okolo, *hodos* = řec. cesta). To znamená, že po určitém počtu prvků s odlišnými vlastnostmi - po určité periodě - následuje prvek, který má podobné vlastnosti jako vytypovaný prvek ze začátku řady.

**3. V řadě prvků sestavené podle vzrůstajícího protonového čísla se periodicky opakují prvky s podobnými vlastnostmi. Vlastnosti prvků a jejich sloučenin jsou periodicky závislé na protonovém čísle (= periodický zákon). Periodický zákon je jeden ze základních přírodních zákonů.**

Vybereme-li z řady prvků prvky s podobnými vlastnostmi a sestavíme-li je pod sebe, vzniknou **sloupce (= skupiny) prvků. Každý sloupec (= skupina) obsahuje prvky s podobnými chemickými vlastnostmi.**

Napsáním sloupců vedle sebe vzniknou vodorovné **řady (= periody)**. Periody se nazývají proto, že počet prvků ve vodorovné řadě je ten počet prvků s odlišnými vlastnostmi, které musí následovat za vytypovaným prvkem, než opět přijde na řadu prvek s vlastnostmi podobnými jako prvek vytypovaný.

**Sloupce se označují římskými číslicemi, periody arabskými. Sloupců je 32** (pro zkrácení tabulky se jich zapisuje jen 18 – zbývajících 14 se vyčleňuje mimo tabulku), **period je 7.**

**Některé skupiny prvků mají vžitě společné označení (= pojmenování) – tzv. skupinové názvy prvků.** Např. alkalické kovy – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr; kovy alkalických zemin – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra; chalcogeny – O, S, Se, Te, Po; halogeny – F, Cl, Br, I, At; vzácné plyny – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

### **2.1.3.7.2. Periodický zákon a elektronová konfigurace atomů.**

To, že v přírodě existují prvky s podobnými chemickými vlastnostmi, není náhodné. Je to přírodní zákonitost, která souvisí se stavbou atomů prvků.

Platí, že **všechny vlastnosti látek vyplývají z jejich vnitřní stavby.** To znamená, že **chemické vlastnosti atomů jsou určeny stavbou jejich elektronových obalů. Mají-li prvky podobné chemické vlastnosti, musí mít jejich atomy podobnou stavbu elektronových obalů.** Z toho vyplývá, že:

**1. PSP (= uspořádání prvků do skupin) je obrazem stavby elektronových obalů atomů prvků.**

**2. Podobnost stavby se týká vnějších, energeticky nejbohatších, orbitalů elektronového obalu. Tyto orbitály se nazývají valenční orbitály a elektrony v nich umístěné valenční elektrony** (*valens* = lat. silný, mocný).

**3. Valenční elektrony rozhodují o chemických vlastnostech atomu, především o jeho slučovací schopnosti.**

**4. Prvky s podobnými chemickými vlastnostmi mají stejné druhy valenčních orbitalů a shodný počet valenčních elektronů.** (Porovnej elektronové konfigurace např. H, Li, Na, K nebo F, Cl nebo B, Al).



### 2.1.3.7.3. Rozdělení prvků podle druhů valenčních orbitalů.

V první a druhé skupině PSP jsou prvky, které mají valenční orbital druhu **s** (obecně **ns**, kde **n** je hlavní kvantové číslo valenčního orbitalu – sféry, ve které je valenční orbital umístěn). Jsou to vodík a alkalické kovy a kovy alkalických zemin. Společně se tyto dvě skupiny prvků nazývají **s-prvky**. **Prvky, v jejichž atomech se jako poslední zaplňuje orbital "s" se nazývají s-prvky. Jejich valenční orbital je orbital ns. s-prvky tvoří dvě skupiny PSP proto, že ve valenčním orbitalu s může být buď jeden nebo dva elektrony ( $ns^{1-2}$ ).**

Prvky, které mají valenční elektrony v orbitalech **s** a **p** o stejném hlavním kvantovém čísle (**ns, np**), se nazývají **p-prvky**. (Jsou to triely, tetrelly, pentely, chalkogeny, halogeny, vzácné plyny). **Prvky, v jejichž atomech se jako poslední zaplňují orbitály "p" se nazývají p-prvky. p-prvky tvoří v PSP šest skupin. Valenční orbitály p-prvků jsou orbitály s a p téže sféry (ns, np). p-prvky mají ve valenčních orbitalech 3 – 8 valenčních elektronů ( $ns^2 np^{1-6}$ ).**

Výjimečné zařazení **s<sup>2</sup>-prvku** helia mezi **p-prvky** do skupiny vzácných plynů a nikoliv mezi kovy alkalických zemin je dáno tím, že helium se všemi svými vlastnostmi výrazně podobá vzácným plynům a výrazně se liší od kovů alkalických zemin. Příčinou je umístění obou valenčních elektronů v orbitalu **1s** a nemožnost excitací vytvořit nespárované elektrony nezbytné pro slučivost atomu (velký energetický rozdíl mezi orbitály **1s** a **2s**. Ostatní **s<sup>2</sup>-prvky** (kovy alkalických zemin) mají již pro excitaci prázdné orbitály **p** v téže sféře.

**s-prvky** a **p-prvky** tvoří dohromady soubor osmi skupin prvků nazývaných **nepřechodné prvky (= základní prvky)**. Jejich skupiny se v PSP označují **I A – VIII A**.

**Číslo skupiny udává počet valenčních elektronů nepřechodných prvků. Číslo periody udává hlavní kvantové číslo valenčních orbitalů nepřechodných prvků. Číslo skupiny nepřechodných prvků udává nejvyšší možnou hodnotu kladného oxidačního čísla daného prvku (s výjimkou kyslíku, fluoru a vzácných plynů).**

Pro správné určení valenčních orbitalů **p-prvků** je rozhodující a nutné seřazení orbitalů podle vzrůstající hodnoty hlavního kvantového čísla (nikoliv podle výstavbového pravidla), protože je odlišné energetického pořadí orbitalů **při vzniku** elektronového obalu podle výstavbového pravidla a **po vzniku** elektronového obalu atomu v základním stavu.

Např.:  ${}_{35}\text{Br} \dots 4s^2 3d^{10} 4p^5$  (při vzniku)

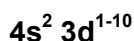
${}_{35}\text{Br} \dots 3d^{10} \underline{4s^2} 4p^5$  (po vzniku)

${}_{82}\text{Pb} \dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$  (při vzniku)

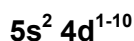
${}_{82}\text{Pb} \dots 4f^{14} 5d^{10} \underline{6s^2} 6p^2$  (po vzniku)

Kromě **s-prvků** a **p-prvků** jsou v PSP zařazeny také **d-prvky** (zvané **přechodné prvky**) a **f-prvky** (**vnitřně přechodné prvky**). Jsou umístěny ve 4. až 7. periodě.

Po zaplnění orbitalu **4s** (Ca) se podle výstavbového pravidla zařazují u následujících prvků další elektrony do orbitalů **3d**. Proto **za vápníkem ve čtvrté periodě následuje deset prvků se zaplňujícími se orbitály 3d**. Tyto prvky tvoří první řadu přechodných prvků. **Jejich valenční orbitály jsou 4s a 3d. Jsou zaplněny třemi až dvanácti elektrony:**



V páté periodě se po zaplnění orbitalu **5s** (Sr) umístí elektrony u následujících prvků do orbitalů **4d**. Proto **za stronciem v páté periodě následuje deset prvků s postupně se zaplňujícími orbitály 4d**. Tyto prvky tvoří druhou řadu přechodných prvků. **Jejich valenční orbitály jsou 5s a 4d. Jsou zaplněny třemi až dvanácti elektrony:**



**Prvky, v jejichž atomech se jako poslední zaplňují orbitály d, se nazývají d-prvky.**

**Přechodné prvky (d-prvky) mají valenční orbitály a valenční elektrony:**



kde **n** je hlavní kvantové číslo valenčního orbitalu **s** a je shodné s číslem periody. **Přechodné prvky mají tři až dvanáct valenčních elektronů.**

Zpravidla mimo tabulku se vyčleňují **vnitřně přechodné prvky (f-prvky)**. Patří do šesté a sedmé periody mezi **s-prvky** a **d-prvky**.

Podle výstavbového pravidla by se po zaplnění orbitalu **6s** (Ba) měly další elektrony u následujících prvků umísťovat do orbitalů **4f**. Vzhledem k velmi malým energetickým rozdílům mezi orbitály **4f** a **5d** je skutečnost poněkud odlišná od výstavbového pravidla. Po zaplnění orbitalu **6s** (Ba) se u lanthanu další elektron umísťuje do orbitalu **5d** (lanthan je **d-prvek** s valenčními orbitály a elektrony **6s<sup>2</sup> 5d<sup>1</sup>**). Teprve u dalších prvků (<sub>58</sub>Ce, <sub>59</sub>Pr, ....), které za lanthanem následují se postupně zaplňují orbitály **4f<sup>1-14</sup>**. **V šesté periodě je čtrnáct vnitřně přechodných prvků (f-prvky) s valenčními orbitály a elektrony 6s<sup>2</sup> 5d<sup>1</sup> 4f<sup>1-14</sup>**. Nazývají se lanthanoidy. Mají čtyři až sedmnáct valenčních elektronů.

**V sedmé periodě následuje za aktiniem (7s<sup>2</sup> 6d<sup>1</sup>) čtrnáct vnitřně přechodných prvků s valenčními orbitály a valenčními elektrony 7s<sup>2</sup> 6d<sup>1</sup> 5f<sup>1-14</sup>**. Nazývají se aktinoidy.

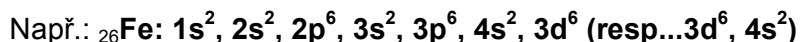
**Vnitřně přechodné prvky (f-prvky) mají valenční orbitály a valenční elektrony ns<sup>2</sup> (n-1)d<sup>1</sup> (n-2)f<sup>1-14</sup>**. Mají čtyři až sedmnáct valenčních elektronů.

Pro slučivost atomů lanthanoidů i aktinoidů jsou nejdůležitější elektrony ve valenčním orbitalu **s** a **d**, protože platí:

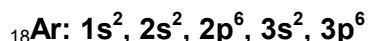


### 2.1.3.8. Zjednodušený zápis elektronové konfigurace atomů.

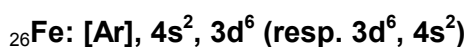
U prvků s větším počtem elektronů v elektronovém obalu je náročné (časově i prostorově) zapsat elektronovou konfiguraci atomu.



Tento složitý zápis lze zjednodušit, pokud si uvědomíme, že část elektronového obalu atomu prvku (druhy orbitalů a počty elektronů v nich) je shodná s elektronovou konfigurací atomu nejbližšího předcházejícího vzácného plynu, např.:



Potom stačí určení a zapsání elektronové konfigurace atomu určitého prvku formou např.:



Zápis elektronové konfigurace lze zjednodušit zapsáním značky nejbližšího předcházejícího vzácného plynu a připsáním orbitalů a elektronů, které má zvažovaný prvek navíc.

## 2.1.4. Otázky a úkoly.

1. Vyjmenujte a charakterizujte strukturní jednotky.
2. Vysvětlete původ a význam slova atom. Definujte atom podle současných poznatků vědy.
3. Vyjmenujte a charakterizujte elementární částice.
4. Které jsou hlavní oblasti atomu a jak se liší svojí velikostí a hmotností.
5. Vysvětlete, proč je atom elektricky neutrální.
6. Která čísla charakterizují složení atomů? Které informace poskytují?
7. Vysvětlete pojmy izotop a nuklid.
8. Které jsou nejdůležitější závěry kvantové mechaniky týkající se stavby elektronového obalu?
9. Co je orbital, spin elektronu, elektronový pár?
10. Vyjmenujte kvantová čísla. Jak se označují a jakých hodnot nabývají?
11. Které informace o orbitalech a elektronech poskytují kvantová čísla?
12. Co jsou degenerované orbitaly?
13. Které druhy orbitalů a v jakém počtu se nacházejí ve 3. (4., 5.) sféře elektronového obalu? Kolik elektronů může být v těchto orbitalech i celých sférách umístěno?
14. Které z uvedených zápisů jsou chybné a proč?
  - orbitaly **p** druhé sféry
  - orbitaly **f** třetí sféry
  - orbitaly **d** druhé sféry
  - orbitaly **s** páté sféry
15. Jaký tvar mají orbitaly **s** a **p**?
16. Které jsou způsoby grafického znázornění orbitalů a elektronů?
17. Přečtěte zápisy slovy: **5p<sup>3</sup>, 4d<sup>2</sup>, 3s<sup>1</sup>, 5f<sup>8</sup>**.
18. Zapište dvěma způsoby (s výjimkou nakreslení orbitalů):
  - v orbitalu **s** čtvrté sféry jsou dva elektrony,
  - v orbitalech **p** třetí sféry je jeden elektron,
  - v orbitalech **d** šesté sféry je sedm elektronů.
19. Co je základní stav atomu?
20. Vyjmenujte a vysvětlete pravidla, která popisují obsazování orbitalů elektrony při vzniku základního stavu atomu.
21. Ve kterých kvantových číslech se shodují a liší elektrony: **4s<sup>2</sup> – 4p<sup>2</sup>, 3p<sup>3</sup> – 3d<sup>4</sup>, 3s<sup>2</sup> – 2s<sup>2</sup>**.
22. Určete elektronovou konfiguraci atomu v základním stavu **<sub>Z</sub>X** ( $Z = 7, 26, 15, 63, 38, 46$ ), označte valenční orbitaly a valenční elektrony.
23. Jak vzniká excitovaný stav atomu?
24. Co je valenční excitovaný stav?
25. Které zásady platí pro vznik valenčního excitovaného stavu?
26. Jaký vliv má excitace elektronů na slučivost atomů?
27. Nakreslete pomocí rámečků valenční excitované stavy atomu hliníku, beryllia, fosforu a křemíku a určete počty nespárovaných elektronů v základním a excitovaném stavu.
28. Které jsou druhy iontů a čím se liší od atomů?
29. Jak vznikají kationty?
30. Jak vznikají anionty?
31. Co jsou elektropozitivní a elektronegativní prvky? Uveďte příklady
32. Proč ionizační energie klesá v řadě Li, Na, K, Rb, Cs?
33. Co je PSP a kdo je jejím autorem?
34. Jaké závěry vyplývají ze seřazení prvků podle vzrůstajícího protonového čísla a porovnání jejich vlastností?
35. Jak se označují skupiny a periody prvků v PSP a jaký je jejich počet?
36. Podle kterého kritéria jsou prvky zařazeny do skupin?
37. Uveďte příklady skupinových názvů prvků.

38. Které závěry vyplývají z porovnání stavby elektronových obalů prvků s podobnými vlastnostmi?
39. Jak se rozdělují prvky podle druhů valenčních orbitalů? Kolik tvoří skupin v PSP a kolik mají valenčních elektronů?
40. Které informace poskytují číslo skupiny a číslo periody?
41. Co je rozhodující pro správné určení valenčních orbitalů **p-prvků** a **d-prvků**?
42. Které jsou valenční orbitály **d-prvků** a jaké počty valenčních elektronů tyto prvky mají?
43. Proč jsou **d-prvky** v PSP ve 4. – 7. periodě a **f-prvky** v 6. a 7. periodě?
44. Určete valenční orbitály a počty valenčních elektronů niklu, zlata, neodymu a uranu.
45. Které jsou společné názvy pro dvě řady **f-prvků** a proč?
46. Co jsou transurany?

## 2.2. Stavba molekul.

### 2.2.1. Příčiny vzniku chemické vazby.

V přírodě existují volné a samostatné atomy jen zcela výjimečně. Tuto výjimku tvoří atomy vzácných plynů. Atomy ostatních prvků mají snahu se navzájem slučovat a vytvářet molekuly prvků nebo sloučenin. **Atomy prvků** (kromě vzácných plynů) **jsou slučivé. Atomy jsou málo stálé strukturní jednotky. Molekuly jsou nejmenší stálé strukturní jednotky. Atomy jsou v molekulách k sobě poutány chemickou vazbou.**

Protože slučivost (= stálost) souvisí s energetickým obsahem, je zřejmé, že **atomy jsou energeticky bohatší než molekuly. Při vzniku molekul z atomů se vždy uvolňuje energie. Čím více energie se při vzniku chemické vazby mezi atomy uvolní, tím je chemická vazba pevnější.**

**Energie uvolněná při vzniku chemické vazby se nazývá vazebná energie** a udává se v **kJ/mol** chemických vazeb. Stejně velká energie je zpravidla potřebná k rozštěpení chemické vazby. **Energie potřebná k rozštěpení chemické vazby se nazývá disociační energie** (*dissociare* = lat. oddělovat). Obě veličiny se v literatuře zpravidla označují symbolem **D**, popř. **H** nebo **Q**.

Příčinu nestability a slučivosti atomů je nutné hledat v jejich elektronovém obalu. Porovnáním elektronových konfigurací neslučivých atomů vzácných plynů (např. He, Ne nebo Ar) s elektronovou konfigurací atomů ostatních prvků, které jsou prokazatelně slučivé (např. Na, O, Cl) lze zjistit:

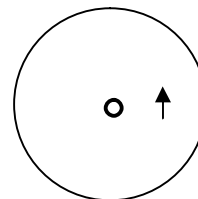
1. **Pouze atomy vzácných plynů mají valenční orbitály zcela zaplněné a všechny jejich elektrony jsou spárované. Proto jejich atomy jsou neslučivé.**
2. **Atomy ostatních prvků mají ve valenčních orbitalech jeden nebo více nespárovaných elektronů. Jejich přítomnost je příčinou nestability (= slučivosti) atomů.**
3. Protože nespárované elektrony mohou být pouze ve valenčních orbitalech, znamená to, že **chemická vazba je výlučně záležitostí valenčních orbitalů a valenčních elektronů.**
4. **Snahou atomů při slučování je odstranit nespárované elektrony.**

## 2.2.2. Kovalentní chemická vazba, podmínky vzniku kovalentní chemické vazby.

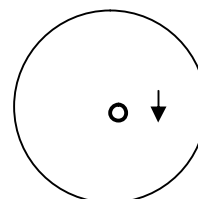
Nejjednodušší, reálně existující molekulou, je molekula vodíku  $H_2$ . Popíšme proto vytvoření chemické vazby na vzniku této molekuly.

Stavba elektronových obalů samostatných atomů vodíku:

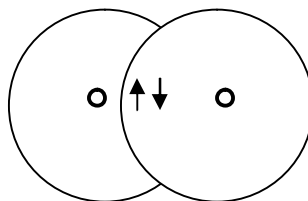
První atom vodíku:  ${}_1H: 1s^1 1$



Druhý atom vodíku:  ${}_1H: 1s^1 1$



Každý atom vodíku má nespárovaný elektron. Ten je příčinou nestability atomů (= slučivosti). Tuto příčinu nestability mohou oba atomy vodíku odstranit vzájemným spojením a následným spárováním elektronů:



Při spojení atomů se orbitály s nespárovanými elektrony navzájem překryjí. Překrytím vznikne v elektronovém obalu obou atomů prostor, který je společný současně oběma atomům. Tento prostor se nazývá **molekulový orbital**. V něm jsou umístěny oba (původně nespárované) elektrony. Tyto elektrony musí mít opačný spin. Vytvořená dvojice elektronů (= elektronový pár) patří oběma atomům současně. Jejím vytvořením zaniká příčina nestability atomů. Uvedená dvojice elektronů drží oba atomy pohromadě. Proto se nazývá **vazebný elektronový pár**.

**Podstatou chemické vazby je společné sdílení vazebného elektronového páru oběma atomy. Chemická vazba založená na společném sdílení vazebného elektronového páru se nazývá kovalentní chemická vazba** (předpona *ko-* lat. společné, *-valentní* je odvozeno od valenčních elektronů).

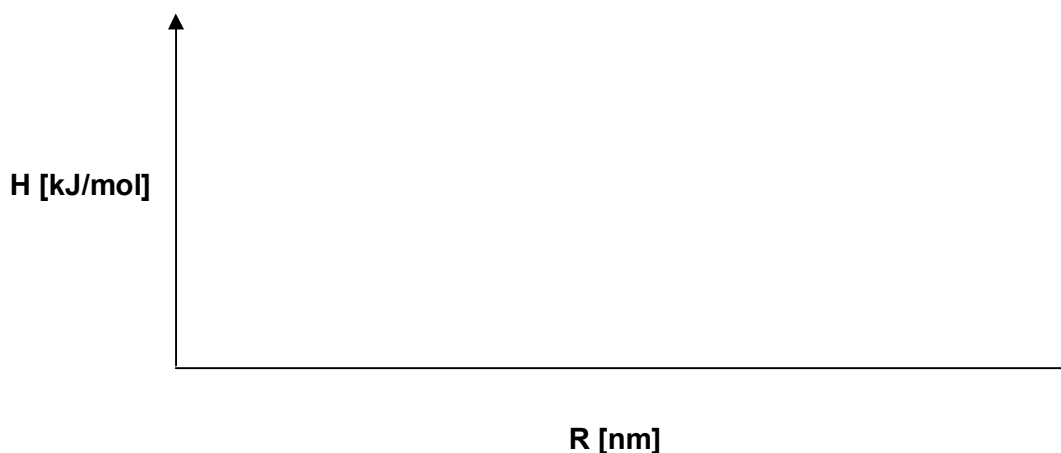
Pro vytvoření kovalentní chemické vazby mezi atomy musí být splněny dvě podmínky:

**1. Atomy se musí k sobě přiblížit tak, aby se překryly jejich valenční orbitály s nespárovanými elektrony.**

**2. Nespárované elektrony obou atomů musí mít opačný spin.**

Z následujícího grafu vyplývá, že při postupném přibližování se dvou atomů (např. atomů H), klesá energie této dvouatomové soustavy a tím se zvyšuje její stálost. **Při vzniku molekuly ze samostatných atomů (při tvorbě chemické vazby) se uvolňuje energie.** Soustava (= molekula) je nejstálejší při určité vzdálenosti jader atomů od sebe. **Vzdálenost jader atomů, při které má molekula nejmenší energii se nazývá délka chemické vazby.**

Označuje se **R** a udává se v nm. Dalším (násilným) přiblížením atomů k sobě se energie soustavy (molekuly) prudce zvyšuje. To proto, že nadměrným přiblížením atomových jader prudce vzrůstají odpudivé síly mezi nimi, dané elektrickými náboji stejného znaménka.



**Závislost energie H dvou atomů na vzdálenosti jejich atomových jader R**

### 2.2.3. Koordinčně kovalentní chemická vazba.

Jednou z podmínek vytvoření chemické vazby je vznik vazebného elektronového páru, který "drží" oba atomy pohromadě. **Vazebný elektronový pár může vzniknout dvojím způsobem:**

1. Každý z obou atomů poskytne po jednom elektronu opačného spinu (tak vzniká kovalentní chemická vazba).
2. Jeden atom poskytne celý elektronový pár a druhý atom prázdný orbital (tak vzniká koordinčně kovalentní chemická vazba, jednodušeji nazývaná **koordinční vazba**).

**Strukturní jednotka poskytující elektronový pár se nazývá dárce (= donor). Strukturní jednotka přijímající elektronový pár (má prázdný orbital) se nazývá příjemce (= akceptor).** Proto se koordinční chemická vazba také někdy nazývá **donor-akceptorová vazba**.

Koordinční chemická vazba se po svém vytvoření nijak neliší od kovalentních chemických vazeb. Chceme-li ve strukturním vzorci zdůraznit její přítomnost a odlišit ji od vazeb kovalentních, označíme ji místo valenční čárkou šipkou směřující od donoru k akceptoru.

**Při spojování atomů chemickou vazbou se vždy přednostně tvoří kovalentní chemická vazba** (její tvorbou se odstraňují nespárované elektrony) **a teprve potom** (jsou-li splněny podmínky přítomnosti volných elektronových párů a prázdných orbitalů) **se tvoří vazba koordinční.**

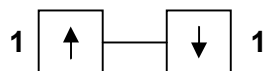
**Pozn.** Podstatou každé chemické vazby (kovalentní i koordinční) jsou vždy přitažlivé síly elektrostatického charakteru. Jde o elektrostatické přitahování kladně nabitých jader prostřednictvím záporně nabitých elektronů v molekulových orbitalech. **Elektrony, které vytvářejí přitažlivé síly, se nazývají vazebné elektrony.** Zpravidla se vyskytují ve dvojicích zvaných **vazebné elektronové páry.** **Vazebné elektronové páry vznikají pouze z elektronů valenčních.**

### 2.2.3.1. Grafické znázornění chemické vazby.

Chemickou vazbu lze graficky znázornit (= zobrazit) v zásadě třemi způsoby. Jednotlivé způsoby znázornění se od sebe liší množstvím informací o chemické vazbě a v důsledku toho i složitostí:

**1. Valenční čárkou** (např. chemickou vazbu v  $H_2$  lze znázornit  $H-H$ ). Vzorce, které valenčními čárkami znázorňují všechny chemické vazby v dané strukturní jednotce, se nazývají **strukturní vzorce**.

**2. Spojnicí rámečků** (např. chemickou vazbu v  $H_2$ ) lze znázornit:

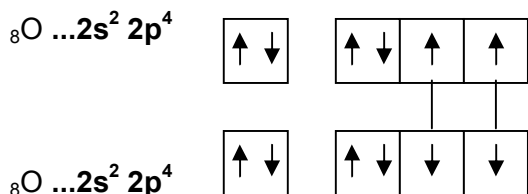


**3. Nakreslením překrývajících se orbitalů** (viz obr. znázorňující vznik kovalentní vazby v molekule  $H_2$ )

### 2.2.4. Násobné vazby, vazba $\sigma$ a $\pi$ . Vaznost atomu.

V molekule vodíku je spojení atomů zabezpečeno jedním vazebným elektronovým párem. **Vazba tvořená jedním vazebným elektronovým párem se nazývá jednoduchá chemická vazba.**

Poněkud jiná je situace např. v molekule kyslíku. Ze zápisu elektronové konfigurace vyplývá, že každý atom kyslíku obsahuje ve valenčních orbitalech **2p** dva nespárované elektrony:



To znamená, že v molekule kyslíku  $O_2$  se překrývají dva páry valenčních orbitalů a spojení atomů zprostředkovávají dva vazebné elektronové páry. **Vazba tvořená dvěma vazebnými elektronovými páry se nazývá dvojná vazba.**

V molekule dusíku  $N_2$  se překrývají tři páry valenčních orbitalů (protože každý atom dusíku má tři nespárované elektrony ve valenčních orbitalech **2p**) a spojení atomů zajišťují tři vazebné elektronové páry. **Vazba tvořená třemi vazebnými elektronovými páry se nazývá trojná vazba.**

**Dvojná a trojná vazba jsou vazby násobné.**

V případě jednoduché vazby leží vazebný elektronový pár vždy na spojnici jader obou atomů. **Chemická vazba, ve které je vazebný elektronový pár umístěn na spojnici jader atomů, se nazývá vazba  $\sigma$ .**

V případě dvojně vazby je umístěn jeden vazebný elektronový pár na spojnici jader (vazba  $\sigma$ ) a druhý mimo spojnici. **Chemická vazba, ve které vazebný elektronový pár je umístěn mimo spojnici jader, se nazývá vazba  $\pi$ .**

V případě trojně vazby je umístěn jeden vazebný elektronový pár na spojnici jader (vazba  $\sigma$ ) a dva mimo spojnici (dvě vazby  $\pi$ ).

**Mezi atomy se přednostně tvoří vazba  $\sigma$ .** Teprve další vazby mohou být vazby  $\pi$ . Protože překrytí orbitalů mimo spojnicí jader není příliš velké a vytvořený molekulový orbital není příliš rozsáhlý, **jsou vazby  $\pi$  méně pevné než vazby  $\sigma$ .** Při disociaci násobných vazeb se přednostně štěpí vazby  $\pi$ .

**Číslo, které udává kolika chemickými vazbami (kolika vazebnými elektronovými páry) je daný atom poután k jiným atomům v molekule nebo složeném iontu, se nazývá vaznost.** K určení vaznosti je třeba znát strukturní vzorec. Obvykle pod pojmem vaznost rozumíme jen počet **kovalentních** chemických vazeb, které daný atom nejčastěji vytváří.

### 2.2.5. Polarita chemické vazby.

Vazebný elektronový pár zajišťující spojení atomů je předmětem zájmu obou vázaných atomů. Atomy se o vazebný elektronový pár "přetahují" a každý se snaží přitáhnout jej co nejvíce k sobě. **Atomy poutané k sobě chemickou vazbou mají snahu vazebné elektrony přitáhnout co nejvíce k sobě.** Atomy různých prvků však mají různou sílu (= schopnost) přitáhnout vazebný elektronový pár. Velikost této síly (= schopnosti) vyjadřuje hodnota veličiny zvané **elektronegativita (X)**.

**Elektronegativita je veličina vyjadřující svojí hodnotou sílu (= schopnost) atomu přitahovat vazebný elektronový pár.** Velikost elektronegativity atomů jednotlivých prvků je uvedena v PSP.

Atomy některých prvků se vyznačují značnou elektronegativitou (např. F, O, N, Cl). Zpravidla se jedná o nekovy. Atomy jiných prvků mají elektronegativitu malou (např. Li, Na, K). Zpravidla se jedná o kovy.

Elektronegativita vázaných atomů má vliv na umístění vazebných elektronů vůči jádrům vázaných atomů a tím také na elektrické náboje, které na vázaných atomech vzniknou v důsledku nerovnoměrného umístění vazebných elektronů (= v důsledku rozdílných elektronegativit). **Posunem vazebných elektronů (= vazebných elektronových párů) totiž na atomu s větší elektronegativitou vznikne záporný elektrický náboj a na atomu s menší elektronegativitou kladný elektrický náboj.** Velikost těchto nábojů je tím větší, čím větší je rozdíl elektronegativit vázaných atomů. Většinou rozdíl elektronegativit vede k vytvoření pouze "částečných" elektrických nábojů. Jejich přítomnost na atomech se vyznačuje symbolem  $\delta$  psaným spolu se znaménkem náboje ke značce prvku vpravo nahoru.

**Posunutím vazebných elektronových párů v důsledku rozdílných elektronegativit vázaných atomů a vytvořením částečných nábojů na atomech získává molekula kladný a záporný "konec" (= pól) – stává se dipólem.**

**Velikost dipólu** – velikost částečných nábojů na jednotlivých atomech v molekule – určuje **veličina dipólový moment. Dipólový moment je vektorová veličina** – má nejen velikost, ale i směr. Směřuje vždy od záporného ke kladnému pólu molekuly. Jednotkou dipólového momentu je **coulombmetr C.m**. U víceatomových molekul je proto polarita molekuly – velikost a znaménka částečných nábojů na jednotlivých atomech – dána vektorovým součtem dipólových momentů všech vazeb v molekule. Záleží tedy hodně na tvaru molekuly. Tak se může stát, že molekula složená z atomů s rozdílnou elektronegativitou ve skutečnosti není dipólem – nemá kladný ani záporný pól, např.:



Podle velikosti rozdílů elektronegativit (= podle velikosti vzniklých částečných nábojů) rozlišují chemici vazbu **nepolární, polární a iontovou**.



**Mají-li vázané atomy stejnou, nebo přibližně stejnou elektronegativitu** (rozdíl jejich elektronegativit je menší nebo roven 0,4  $\Delta X \leq 0,4$ ) je vazebný elektronový pár uprostřed, nebo přibližně uprostřed mezi vázanými atomy. **Vazba se nazývá nepolární**, např.:



**Liší-li se atomy svými elektronegativitami o více než 0,4, ale nejvíce o 1,7** ( $0,4 < \Delta X \leq 1,7$ ) jsou na vázaných atomech částečné elektrické náboje dané posunem vazebného elektronového páru a **vazba se nazývá polární**, např.:



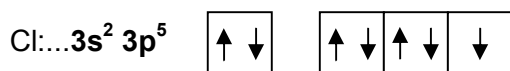
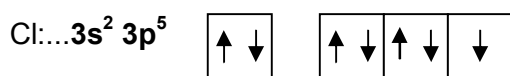
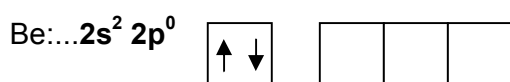
**Liší-li se vázané atomy svými elektronegativitami o více než 1,7** ( $\Delta X > 1,7$ ), jsou v důsledku posunu vazebných elektronů na vázaných atomech již tak velké elektrické náboje, že je lze považovat za úplné (= celé) a **vazba se nazývá iontová**.

## 2.2.6. Struktura víceatomových molekul, hybridizace orbitalů.

Dvouatomové molekuly mají jednoduchý tvar. Jádra jejich atomů lze spojit vždy jen jednou spojnici. Chemická vazba v těchto molekulách může být  $\sigma$  i  $\pi$ . Ve víceatomových molekulách existuje více možností vzájemného uspořádání atomů, buď v jedné rovině, nebo v prostoru. **Víceatomové molekuly mají složitější tvary než molekuly dvouatomové.**

### 2.2.6.1. Tříatomové molekuly, hybridizace orbitalů sp.

Jednoduchou tříatomovou molekulou je molekula chloridu beryllnatého  $\text{BeCl}_2$ . Ze vzorce vyplývá, že jeden atom beryllia k sobě poutá chemickými vazbami dva atomy chloru. To odpovídá strukturnímu vzorci  $\text{Cl-Be-Cl}$ . K vytvoření chemických vazeb potřebuje atom beryllia dva nespárované elektrony a každý atom chloru po jednom nespárovaném elektronu. **Vazebné možnosti atomů jsou dány stavbou jejich valenčních orbitalů.**



Ze stavby valenčních orbitalů vyplývá, že:

1. Atomy chloru mají v základním stavu jeden nespárovaný elektron, a jsou proto schopny tvořit jednu kovalentní chemickou vazbu. **Atomy chloru jsou v základním stavu jednovazné.**
2. **Atom beryllia v základním stavu má všechny elektrony spárované – je neslučivý.**
3. **Stavu se dvěma potřebnými nespárovanými elektrony je u atomu beryllia dosaženo excitací.**



K excitaci a vytvoření valenčního excitovaného stavu dochází poměrně snadno, protože orbitály **2s** a **2p** jsou si energeticky velmi podobné (je mezi nimi jen velmi malý energetický rozdíl). **Energie potřebná k excitaci a vytvoření valenčního excitovaného stavu musí být menší než energie uvolněná při vzniku chemické vazby (= vazebná energie).**

V excitovaném stavu má atom beryllia nespárované elektrony v orbitalech **2s** a **2p**. Tyto orbitály se od sebe (sice málo, ale přesto) energeticky liší. Navíc jsou naprosto rozdílné svým tvarem. To znamená, že i chemické vazby v molekule Cl–Be–Cl by měly být rozdílné (různě pevné, různě prostorově orientované). Ve skutečnost **jsou obě chemické vazby naprosto stejné (= rovnocenné).** Tento rozpor mezi očekávanou a skutečnou situací vysvětluje **teorie hybridizace.** Podle této teorie se všechny valenční orbitály obsahující alespoň jeden elektron tvarově a energeticky sjednocují (s výjimkou orbitalů podílejících se na vazbách π – viz dále).

**Hybridizace je energetické a tvarové sjednocení orbitalů různých typů.**

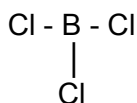
V případě atomu beryllia se energeticky a tvarově sjednocuje jeden orbital **2s** s jedním orbitalem **2p** a vzniknou dva energeticky i tvarově stejné orbitály, každý s jedním elektronem. Tento způsob hybridizace se nazývá **hybridizace sp.** Vzniklé hybridní orbitály se nazývají **orbitály sp.** **Energie hybridních orbitalů je vždy průměrem energií původních atomových orbitalů.**

**Oba hybridní orbitály sp jsou orientovány podle téže osy – svírají úhel 180°.** To znamená, že v molekule BeCl<sub>2</sub> leží všechna atomová jádra na jedné přímce. **Molekula je lineární.**

**Všechny molekuly, ve kterých středový atom je v hybridním stavu sp jsou lineární.**

## 2.2.6.2. Čtyřatomové molekuly, hybridizace orbitalů sp<sup>2</sup>.

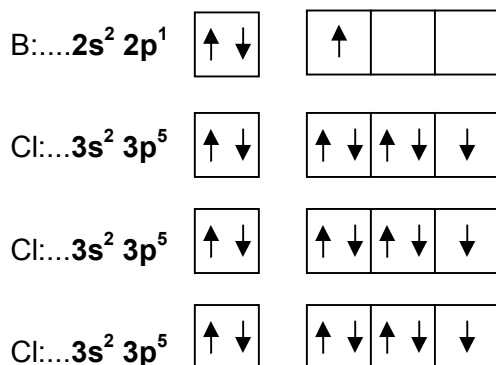
Příkladem sloučeniny se čtyřatomovými molekulami je chlorid boritý BCl<sub>3</sub>. Molekulovému vzorci odpovídá strukturní vzorec:



Ze strukturního vzorce vyplývá, že:

1. Atomy chloru jsou jednovalné. Každý atom chloru potřebuje k vytvoření chemické vazby jeden nespárovaný elektron.
2. Atom boru je trojvalný. K vytvoření tří chemických vazeb jsou potřebné tři nespárované elektrony.

**Vazebné možnosti atomů jsou dány stavbou jejich valenčních orbitalů.**



Ze stavby valenčních orbitalů vyplývá, že:

1. **Atomy chloru v základním stavu** mají jeden nespárovaný elektron, a proto **jsou jedno-  
vazné**.
2. **Atom boru v základním stavu** má jeden nespárovaný elektron, **je jednovazný**.
3. **Stavu se třemi nespárovanými elektrony je u atomu boru dosaženo excitací:**



Protože nespárované elektrony tvořící chemické vazby jsou v excitovaném stavu atomu boru v energeticky i tvarově odlišných orbitalech (**2s** a **2p**), je nutné jejich tvarové a energetické sjednocení – hybridizace. Hybridizuje se jeden orbital **s** se dvěma orbitaly **p**. Tento typ **hybridizace se nazývá hybridizace  $sp^2$** . Vzniklé tři **hybridní orbitály se nazývají orbitály  $sp^2$** . Jejich energie je průměrem energií původních atomových orbitalů. **Orbitály  $sp^2$  jsou umístěny v jedné rovině a směřují do vrcholů rovnostranného trojúhelníka. Svírají úhly  $120^\circ$** . To znamená, že v molekule  $BCl_3$  leží všechny atomy v jedné rovině. Molekula má tvar rovnostranného trojúhelníka. V jeho středu je atom boru, ve vrcholech atomy chloru.

**Všechny molekuly se středovým atomem v hybridním stavu  $sp^2$  mají tvar rovnostranného trojúhelníka a vazby svírají úhly  $120^\circ$ .**

### 2.2.6.3. Pětiatomové molekuly, hybridizace orbitalů $sp^3$ .

Příkladem známé sloučeniny s pětiatomovými molekulami je methan  $CH_4$ . Postup při odvození vazebných možností uhlíku a druhu hybridizace je stejný jako v předchozích příkladech. Z elektronové konfigurace excitovaného stavu atomu uhlíku vyplývají tyto závěry:

1. Hybridizuje se jeden orbital **s** se třemi orbitaly **p**. **Hybridizace se nazývá  $sp^3$** .
2. Vzniklé **čtyři hybridní orbitály se nazývají orbitály  $sp^3$** .
3. Jejich energie je průměrem energií původních atomových orbitalů (velmi se blíží energii orbitalů **p**).
4. **Orbitály  $sp^3$  směřují do vrcholů pravidelného čtyřstěnu. Svírají úhly  $109^\circ 28'$** .

Molekula methanu má tvar čtyřstěnu. V jeho středu je atom uhlíku a ve vrcholech atomy vodíku. Chemické vazby svírají úhly  $109^\circ 28'$ .

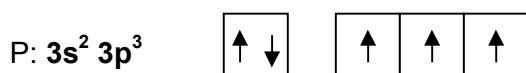
Všechny molekuly se středovým atomem v hybridním stavu  $sp^3$  mají tvar čtyřstěnu a vazby svírají úhly  $109^\circ 28'$ .

#### 2.2.6.4. Hybridizace orbitalů s, p, d – složená hybridizace.

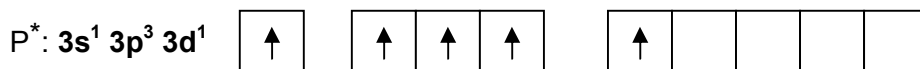
Hybridizací jednoho orbitalu "s", tří orbitalů "p" a jednoho orbitalu "d" vznikne pět hybridních orbitalů  $sp^3d$ .

Tento typ hybridizace je např. v centrálním (= středovém) atomu molekuly chloridu fosforečného  $PCl_5$ . Středovým atomem je atom fosforu. Postup při odvození vazebných možností atomu fosforu, typu jeho hybridizace a strukturního vzorce je stejný jako v předchozích příkladech.

Je zřejmé, že k připojení pěti jednovazných atomů chloru je nutné, aby atom fosforu byl pětivazný. Základní stav atomu fosforu však pětivaznost neumožňuje:



V základním stavu má atom fosforu pouze tři nespárované elektrony a může být pouze trojvazný. V excitovaném stavu má atom fosforu pět nespárovaných elektronů a může být pětivazný:



Vzhledem k rozdělení valenčních elektronů do tří různých druhů orbitalů je nutné energetické a tvarové sjednocení těchto orbitalů – hybridizace.

1. Hybridizuje se jeden orbital s, tři orbitaly p a jeden orbital d. **Hybridizace se nazývá hybridizace  $sp^3d$ .**
2. Vzniklých **pět hybridních orbitalů se nazývají orbitaly  $sp^3d$ .**
3. Jejich energie je průměrem energií původních atomových orbitalů.
4. **Tři hybridní orbitaly  $sp^3d$  jsou umístěny v jedné rovině a svírají úhly  $120^\circ$ . Zbývající dva orbitaly  $sp^3d$  jsou na ně kolmé.**

Molekula  $PCl_5$  má tvar trojbokého dvojjehlanu. V jeho středu je atom fosforu, ve vrcholech atomy chloru.

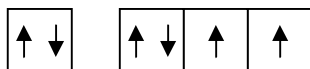
**Molekuly se středovým atomem v hybridním stavu  $sp^3d$  mají tvar pravidelného trojbokého dvojjehlanu.**

Hybridizací jednoho orbitalu "s", tří orbitalů "p" a dvou orbitalů "d" vznikne šest hybridních orbitalů  $sp^3d^2$ .

Tento typ hybridizace je např. v centrálním (= středovém) atomu molekuly chloridu sírového  $SCl_6$ . Postup při odvození vazebných možností atomu síry, typu jeho hybridizace a strukturního vzorce je stejný jako v předcházejících příkladech.

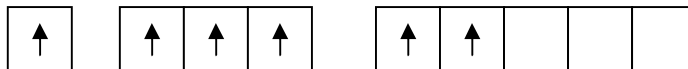
Je zřejmé, že k připojení šesti jednovazných atomů chloru je nutné, aby atom síry byl šestivazný. Základní stav atomu síry však šestivaznost neumožňuje:

S:  $3s^2 3p^4$



V základním stavu má atom síry pouze dva nespárované elektrony a může být pouze dvojjazný. Excitací dvou elektronů (jednoho z orbitalu  $3p$  a druhého z orbitalu  $3s$ ) do prázdných orbitalů  $3d$  vznikne šest nespárovaných elektronů a atom síry může být šesti-  
jazyčný:

$S^{**}$ :  $3s^1 3p^3 3d^2$



Vzhledem k rozdělení valenčních elektronů do tří různých druhů valenčních orbitalů, je nutné energetické a tvarové sjednocení těchto orbitalů – hybridizace.

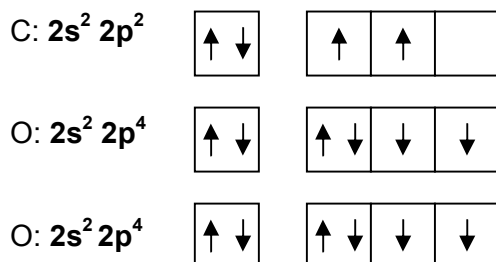
1. Hybridizuje se jeden orbital  $s$ , tři orbitaly  $p$  a dva orbitaly  $d$ . **Hybridizace se nazývá hybridizace  $sp^3d^2$ .**
2. Vzniklých **šest hybridních orbitalů se nazývají orbitaly  $sp^3d^2$ .**
3. Jejich energie je průměrem energií původních atomových orbitalů.
4. **Čtyři hybridní orbitaly  $sp^3d^2$  jsou umístěny v jedné rovině a svírají úhly  $90^\circ$ . Zbývající dva orbitaly  $sp^3d^2$  jsou na tuto rovinu kolmé. (= všechny orbitaly  $sp^3d^2$  jsou na sebe kolmé).**

Molekula  $SCl_6$  má tvar čtyřbokého dvojjehlanu. V jeho středu leží atom síry, ve vrcholech atomy chloru.

**Molekuly se středovým atomem v hybridním stavu  $sp^3d^2$  mají tvar pravidelného čtyřbokého dvojjehlanu.**

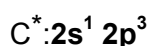
### 2.2.6.5. Hybridizace v molekulách s vazbou $\pi$ .

Příkladem sloučeniny, jejíž molekuly obsahují vazby  $\pi$  je oxid uhličitý  $CO_2$ . Struktura valenčních orbitalů atomů uhlíku a kyslíku odpovídá zápisu:



Ze struktury valenčních orbitalů atomů v základním stavu vyplývá:

1. Každý atom kyslíku v molekule  $CO_2$  je dvojjazyčný. Tvoří jednu vazbu  $\sigma$  a jednu vazbu  $\pi$ .
2. Protože se na uhlíkový atom váží dva atomy kyslíku a každý dvěma vazbami, musí být uhlíkový atom čtyřjazyčný a tvořit dvě vazby  $\sigma$  a dvě vazby  $\pi$ .
3. Této skutečnosti odpovídá strukturální vzorec  **$O = C = O$ .**
4. Čtyřjazyčnost uhlíku lze odvodit z excitovaného stavu:



**Vazby  $\sigma$  a vazby  $\pi$  nejsou rovnocenné.** Vazby  $\pi$  jsou méně pevné, mají menší disociační energii. V atomu uhlíku (i kyslíku) se **na tvorbě vazeb  $\pi$  musí podílet nespárované elektrony v orbitalech energeticky bohatších** (= nehybridizovaných) **a na tvorbě vazeb  $\sigma$  nespárované elektrony v orbitalech energeticky chudších** (= hybridizovaných). Tyto podmínky jsou splněny v případě hybridizace uhlíkového atomu typu **sp** (a hybridizace kyslíkových atomů typu **sp<sup>2</sup>**). Experimentálně bylo skutečně potvrzeno, že molekula CO<sub>2</sub> je lineární, což odpovídá hybridnímu stavu středového atomu **sp**.

### 2.2.6.6. Pravidla hybridizace.

Z předchozího příkladu lze odvodit **pravidla hybridizace**, kterými je nutno se řídit při odvození hybridního stavu středového atomu a tím určení tvaru molekuly nebo složeného iontu.

- 1. Při tvorbě chemických vazeb se hybridizují všechny valenční orbitaly, které obsahují alespoň jeden elektron.**
- 2. Z nich se nehybridizují ty orbitaly, které vytvářejí vazby  $\pi$ . (Jsou-li orbitaly vytvářející vazby  $\pi$  různého druhu, hybridizují se samostatně. Tvar strukturní jednotky je však určen pouze hybridním stavem orbitalů tvořících vazby  $\sigma$ ).**

Při určení typu hybridizace středového atomu a tvaru molekuly nebo složeného iontu lze postupovat podle následujícího algoritmu:

- 1. Určit strukturu (= obsazení) valenčních orbitalů všech atomů, které molekulu nebo složený ion tvoří.**
- 2. Ze struktury valenčních orbitalů odvodit vazebné možnosti atomů a rozhodnout o eventuální nutnosti excitace.**
- 3. Zjistit počet vazeb  $\sigma$  a vazeb  $\pi$  a nakreslit strukturní vzorec.**
- 4. Podle pravidel hybridizace určit správný typ (= druh) hybridizace středového atomu a odvodit tvar molekuly nebo složeného iontu.**
- 5. Hybridizace okrajových atomů (ležících ve vrcholech) se neurčuje, i když k ní také dochází, neboť nemá vliv na tvar molekuly.**

### 2.2.7. Otázky a úkoly.

1. Proč jsou atomy slučivé?
2. K jaké energetické změně dochází při spojování atomů v molekuly?
3. Jak se tato energie nazývá, označuje a v jakých jednotkách vyjadřuje?
4. Která soustava má menší energii (a která proto pravděpodobněji existuje): soustava samostatných atomů vodíku nebo soustava molekul vodíku H<sub>2</sub>?
5. Jaký je rozdíl mezi kovalentní a koordinační chemickou vazbou?
6. Které podmínky musí být splněny, aby se mezi atomy vytvořila kovalentní chemická vazba?
7. Kterými grafickými způsoby lze chemickou vazbu znázornit?
8. Které informace o chemické vazbě jednotlivé grafické způsoby vyjádření poskytují?

9. Charakterizujte vazbu  $\sigma$  a vazbu  $\pi$ .
10. Co je to vaznost?
11. Určete vaznost atomu kyslíku v molekule vody, dusíku v molekule amoniaku a dusíku v amonném kationtu.
12. Která z následujících molekul je nepolární, polární nebo iontová a proč? HCl, O<sub>2</sub>, HI, H<sub>2</sub>O, KCl, F<sub>2</sub>.
13. Které druhy vazeb jsou v molekulách N<sub>2</sub>, CO, HI, H<sub>2</sub>O
  - a) podle umístění vazebného elektronového páru vůči spojnici jader atomů?
  - b) podle vzniku vazebného elektronového páru?
  - c) podle rozdílu elektronegativit vázaných atomů?
14. Co je hybridizace orbitalů a proč k ní před tvorbou chemické vazby dochází?
15. Jaká je energie hybridních orbitalů ve srovnání s energií orbitalů původních?
16. Které jsou typy hybridizace, na kterých se podílejí orbitaly **s** a **p**? Jakou prostorovou orientaci vzniklé hybridní orbitaly zaujímají?
17. Které jsou typy hybridizace, na kterých se podílejí orbitaly **s**, **p** a **d**? Jakou prostorovou orientaci tyto hybridní orbitaly zaujímají?
18. Určete tvary molekul typu AB<sub>2</sub>, AB<sub>3</sub>, AB<sub>4</sub>, AB<sub>5</sub>, AB<sub>6</sub> za předpokladu, že mezi atomem A a atomy B jsou jednoduché vazby.
19. Určete tvary molekul vody, amoniaku, amonného kationtu, oxoniového kationtu, oxidu sírového, oxidu siřičitého, oxidu sodného. Určete, zda tyto strukturní jednotky jsou nepolární, polární nebo iontové, počty vazeb  $\sigma$  a  $\pi$ , počty vazeb kovalentních a koordinačních.

### 3. Složení a stavba látek.

#### 3.1. Skupenské stavy látek.

Charakteristickou vlastností každé látky je schopnost existovat za dané teploty a tlaku v určitém skupenství. **Skupenství (= skupenský stav) je způsob existence látky za dané teploty a tlaku. Skupenství je vlastnost látky** (souboru velkého počtu strukturních jednotek). O skupenství ani dalších vlastnostech látek nelze hovořit v souvislosti s jednotlivými strukturními jednotkami. (Strukturní jednotka nemá teplotu tání ani varu a tedy ani skupenství, rovněž nemá žádná strukturní jednotka barvu, vůni, tvrdost, hustotu apod.).

**V závislosti na teplotě a tlaku se většina látek může vyskytovat ve třech skupenských stavech – plynném (g), kapalném (l) a pevném (s).** Označení skupenských stavů je odvozeno z latinského pojmenování skupenství:

(s) *solidus* = lat. tuhý      (l) *liquidus* = lat. kapalný      (g) *gasus* = lat. plynný

Je-li látka rozpuštěna ve vodě označuje se její vodný roztok (aq), *aqua* = lat. voda. Označení skupenského stavu látky se píše za vzorec sloučeniny, nebo značku prvku do závorky, např. NaCl (s), NaCl (aq), HCl (g), HCl (aq), Fe (s), Fe (l).

**Změnou teploty a tlaku přechází látka z jednoho skupenského stavu do druhého.** (Není však možné **jakoukoliv** látku převést do všech tří skupenství. Nelze např. roztavit nebo vypařit všechny látky existující v pevném nebo kapalném skupenství. Např. neexistuje kapalný či plynný uhlíkatý vápenatý, hořečnatý nebo železnatý. Tyto pevné látky se zahříváním rozkládají. Obdobně nelze bez chemického rozkladu roztavit nebo odpařit mnohé sulfidy, siřičitany, hydroxidy, kyseliny a organické látky).

**Každá změna skupenského stavu je doprovázena změnou energie soustavy. Energeticky nejchudší je soustava v pevném skupenství a energeticky nejbohatší soustava v plynném skupenství.** Množství tepla potřebného k přeměně 1 molu látky z urči-

tého skupenského stavu do jiného skupenského stavu se nazývá **molární teplo (tání, vypařování, sublimační)**. Označují se  $Q_t$  – molární teplo tání,  $Q_v$  – molární teplo vypařování,  $Q_s$  – molární teplo sublimační a jejich hodnota se udává v **kJ/mol**. **Teplota, při které dochází ke změně skupenského stavu, se nazývá teplota tání ( $t_t$ ), teplota varu ( $t_v$ ) a teplota sublimace ( $t_s$ ). Udávají se ve °C.**

O skupenství látky uvažujeme zpravidla za normálních podmínek. Normálními podmínkami se rozumí teplota 0 °C a tlak 101 325 Pa (= 101 kPa). V některých případech, např. v termodynamických úvahách se rozumí normální teplotou teplota 25 °C (298 K).

### 3.1.1. Charakteristika skupenských stavů.

V různých skupenstvích mají strukturální jednotky látek různou energii umožňující (nebo znemožňující) jejich pohyb. V různých skupenstvích tedy strukturální jednotky mají různě velkou volnost pohybu v závislosti na jejich energii.

#### 1. Plynné skupenství.

**Strukturální jednotky látky plynného skupenství mají velkou kinetickou energii.** V celé soustavě se volně pohybují. Vypĺňují celý prostor, který mají k dispozici. Jejich pohyb je chaotický. **Při náhodných srážkách se od sebe odrážejí.** Značná kinetická energie a rychlost pohybu nedovoluje, aby mezi dvěma nebo více strukturálními jednotkami vznikly přitažlivé síly poutající je k sobě. **Strukturální jednotky plynné látky existují v soustavě jako samostatná individua.**

#### 2. Kapaln  skupenství.

**Strukturální jednotky látky mají v kapaln  skupenství mnohem menší energii než ve skupenství plynn .** Jejich pohyb je omezen. **Po vzájemné srážce (= dotyku) se od sebe neodrážejí, ale zůstávají spojeny (působí mezi nimi přitažlivé síly).** **Strukturální jednotky látky v kapaln  skupenství tvoří nepravidelné shluky.** Proto mají kapaliny konstantní objem (jsou nestlačitelné, protože strukturální jednotky jsou těsně u sebe), ale proměnný tvar (kapaliny zaujímají tvar soustavy, ve které jsou umístěny). **K oddělení strukturálních jednotek od sebe (k překonání přitažlivých sil) je nutná tepelná energie zvaná vypařovací teplo.** **Teplota, při které se strukturální jednotky od sebe oddělí tak, že tlak jejich plynného skupenství dosáhne hodnoty vnějšího tlaku, se nazývá teplota varu.**

#### 3. Pevné skupenství.

**Strukturální jednotky pevné látky mají velmi malou kinetickou energii.** Jejich pohyb (z místa na místo) je nulový, je omezen pouze na kmitání (= oscilaci) kolem rovnovážné polohy. Proto pevná látka má kromě stálého objemu i stálý tvar. Uspořádání strukturálních jednotek v pevné látce zpravidla není náhodné a nepravidelné jako je tomu u kapalin. **Strukturální jednotky pevné látky tvoří soubor s pravidelnou a přesnou stavbou. Způsob pravidelného uspořádání strukturálních jednotek se nazývá krystalová struktura.** **K oddělení strukturálních jednotek z krystalové struktury je nutná tepelná energie zvaná teplo tání.** **Teplota, při které se krystalová struktura rozpadá, a strukturální jednotky začínají tvořit nepravidelné shluky kapaln  skupenství, se nazývá teplota tání.** Podle druhu strukturálních jednotek tvořících krystalové struktury se krystalové struktury rozdělují na **krystalové struktury atomové, molekulové a iontové.**

Jen málo pevných látek nemá strukturální jednotky uspořádané do krystalové struktury. Tyto látky se nazývají **beztvaré (= amorfni)**. Příkladem je sklo, vosk nebo asfalt. **Amorfni látky** nemají ostrý (jednoznačně pozorovatelný) přechod z pevného do kapaln  sku-

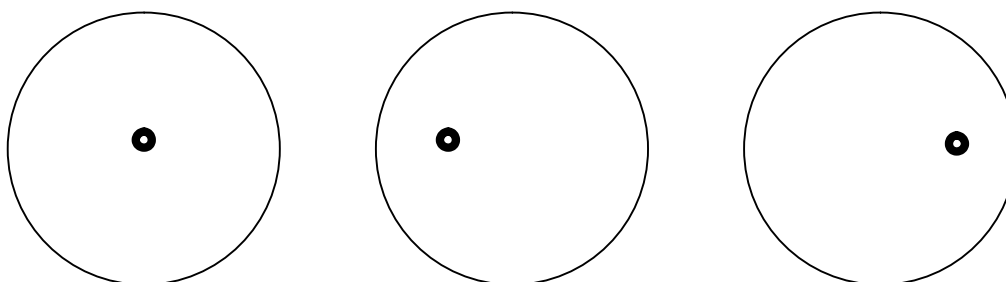


penství. **Nemají jednoznačně stanovenou teplotu tání.** Při zahřívání tyto látky nejprve měknou a dalším zvyšováním teploty pomalu přecházejí do kapalného skupenství.

### 3.2. Přitažlivé síly působící mezi strukturními jednotkami v kapalném a pevném skupenství.

#### 1. Van der WAALSOVY síly.

**Působí mezi atomy vzácných plynů, molekulami prvků a nepolárními molekulami sloučenin** (He, Ne, Ar, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, BCl<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>). V důsledku neustálého pohybu elektronů nesplývá v jednotlivých časových okamžicích těžiště kladného náboje jádra a záporného náboje elektronového obalu:



Tak se i **atom nebo nepolární molekula může stát** (na velmi krátký časový okamžik) **velmi slabým dipólem.** Mezi opačně nabitými konci sousedních dipólů působí elektrostatické přitažlivé síly. **Van der WAALSOVY síly mají elektrostatický charakter.** Protože vzniklé částečné elektrické náboje jsou velmi malé, **Van der WAALSOVY síly jsou velmi slabé.** Proto **látky, mezi jejichž strukturními jednotkami působí Van der WAALSOVY síly mají nízké teploty tání i varu:**

He	t.t. -271 °C	t.v. -269 °C	F <sub>2</sub>	t.t. -223 °C	t.v. -187 °C
Ne	-249	-246	Cl <sub>2</sub>	-101	-34
Ar	-189	-186	Br <sub>2</sub>	-7	+59
Kr	-157	-153	I <sub>2</sub>	+114	+184
Xe	-112	-108	CO <sub>2</sub>	teplota sublimace -78	
Rn	-71	-62	P <sub>4</sub>	+44,1	
			S <sub>8</sub>	+119	

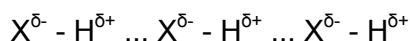
Z příkladů teplot tání a varu vyplývá, že velikost Van der WAALSOVÝCH sil závisí na velikosti a hmotnosti strukturních jednotek. **Čím je velikost a hmotnost strukturních jednotek větší, tím větší jsou částečné elektrické náboje na okamžitých dipólech a tím pevnější jsou Van der WAALSOVY síly. V důsledku toho jsou větší i teploty tání a varu.**

#### 2. Přitažlivé síly dipól-dipól.

**Působí mezi polárními molekulami sloučenin.** Tyto molekuly, obsahující polární chemické vazby, mají dva opačně elektricky nabitě póly – jsou dipólem. **Přitažlivé síly dipól-dipól mají elektrostatický charakter.** Jsou středně silné. **Velikost přitažlivé síly dipól-dipól (a tím i vliv na velikost teplot tání a varu) závisí na velikosti částečných elektrických nábojů na obou pólech molekuly.**

Nejčastěji se s tímto druhem přitažlivých sil setkáváme u sloučenin obsahujících v molekulách atom(y) vodíku vázaný k atomu některého silně elektronegativního prvku (např. F, O, N, Cl). Proto se tento **zvláštní případ přitažlivé síly dipól-dipól nazývá vodíková**

**vazba.** Příklady látek s vodíkovou vazbou mezi molekulami jsou voda, amoniak, chlorovodík, fluorovodík:

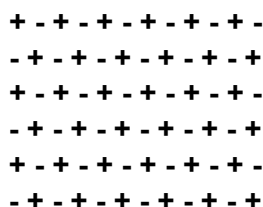


Vodíková vazba je ze všech typů přitažlivých sil dipól-dipól nejpevnější a také nejsložitější.

**Vodíková vazba je výsledkem společného působení elektrostatických přitažlivých sil mezi dipóly a částečné koordinační vazby mezi vodíkovým atomem (= akceptorem) jedné molekuly a elektronegativním prvkem (= donorem) druhé molekuly.** Vodíkový atom vystupuje jako akceptor proto, že v důsledku polarizace vazby s elektronegativním atomem má "téměř" prázdný orbital.

### 3. Přitažlivé síly ion-ion (= iontová vazba).

**Působí mezi molekulami sloučenin s iontovou chemickou vazbou (= iontové sloučeniny) v pevném skupenství.** V těchto molekulách jsou spolu vázány atomy s velmi rozdílnými elektronegativitami. Příklady iontových sloučenin jsou NaCl, KCl, CsF, KF. **Přitažlivé síly ion-ion mají elektrostatický charakter:**



**Jsou velmi silné. Způsobují vysoké teploty tání iontových sloučenin:** NaCl 801 °C, KCl 770 °C.

### 4. Kovová vazba.

**Působí mezi atomy kovů v pevném skupenství.** Je způsobena třemi skutečnostmi:

- 1. Atomy všech kovů mají v základním stavu prázdné valenční orbitály** (přebytek orbitalů, nedostatek elektronů).
- 2. Mezi jednotlivými druhy valenčních orbitalů jsou jen velmi malé energetické rozdíly.**
- 3. V krystalové struktuře jsou atomy kovu k sobě velmi těsně uspořádány, takže valenční orbitály sousedních atomů se navzájem prolínají.** V krystalové struktuře tak vznikají rozsáhlé oblasti (= orbitály) **společné všem atomům krystalové struktury.** Jsou to **delokalizované molekulové orbitály.** (delokalizace = rozprostření, rozptýlení je opakem lokalizace = umístění do konkrétního bodu nebo oblasti).

Delokalizované molekulové orbitály jsou rozprostřeny mezi atomy kovu v celé krystalové struktuře. **V delokalizovaných molekulových orbitalech se volně pohybují všechny valenční elektrony všech atomů kovů, které tvoří krystalovou strukturu. Tyto elektrony vytvářejí v delokalizovaných orbitalech elektronový plyn, který zprostředkovává spojení mezi atomy v krystalové struktuře.** Elektronový plyn nahrazuje vazebné elektronové páry. Pevnost kovové vazby (a tedy zejména teplota tání kovu) závisí na hustotě elektronového plynu (počtu valenčních elektronů v delokalizovaných orbitalech).

### 5. Kovalentní a koordinační chemická vazba.

Působí např. mezi atomy uhlíku v pevném skupenství (diamant), nebo mezi molekulami některých sloučenin v pevném skupenství (křemen). **Kovalentní chemická vazba za-**

bezpečuje velmi pevné spojení strukturních jednotek a způsobuje tak vysoké teploty tání a značnou tvrdost.

### 3.3. Atomové krystalové struktury.

**Strukturní jednotky**, ze kterých jsou atomové krystalové struktury vybudovány, jsou atomy.

**Přitažlivé síly**, držící atomy v krystalové struktuře pohromadě jsou, buď Van der WAALSOVY síly, kovalentní chemická vazba, nebo kovová vazba, popř. kombinace Van der WAALSOVÝCH sil a kovalentní chemické vazby.

**Látky**, které tvoří atomové krystalové struktury, jsou vzácné plyny, některé nekovy (např. uhlík) a kovy.

Van der WAALSOVY síly drží pohromadě atomy v krystalové struktuře vzácných plynů. Protože jsou velmi slabé, vyznačují se vzácné plyny velmi nízkými teplotami tání.

**Kovalentní chemická vazba** se uplatňuje v krystalové struktuře diamantu (způsob existence uhlíku). V této krystalové struktuře jsou uhlíkové atomy v hybridním stavu  $sp^3$ . Každý uhlíkový atom je poután čtyřmi chemickými vazbami  $\sigma$  k čtyřem dalším atomům uhlíku. Protože kovalentní chemické vazby jsou velmi pevné, vyznačuje se diamant vysokou teplotou tání ( $3.500\text{ }^\circ\text{C}$ ) a značnou tvrdostí (nejtvrdější přírodní látka).

**Kovalentní chemická vazba společně s Van der WAALSOVÝMI silami** se uplatňuje v grafitu (způsob existence uhlíku). Uhlíkové atomy v krystalové struktuře grafitu jsou v hybridním stavu  $sp^2$ . Překrytím hybridních orbitalů vznikají chemické vazby, které poutají uhlíkové atomy k sobě. Protože hybridní orbitály  $sp^2$  jsou umístěné v jedné rovině (a svírají úhly  $120^\circ$ ), mohou se chemickými vazbami spojit pouze uhlíkové atomy ležící v této rovině (umístěné ve stejné vrstvě). Sousední vrstvy atomů jsou k sobě poutány Van der WAALSOVÝMI silami. **Krystalová struktura grafitu je příkladem vrstevnaté struktury**. Z přítomnosti velmi slabých Van der WAALSOVÝCH sil a menšího počtu kovalentních chemických vazeb vyplývá, že **grafit má ve srovnání s diamantem méně pevnou krystalovou strukturu** (při teplotě kolem  $3.367\text{ }^\circ\text{C}$  sublimuje). **Spojení sousedních vrstev Van der WAALSOVÝMI silami způsobuje jeho štěpnost v rovině vrstev** (vrstvy se od sebe snadno otírají). Nehybridizované orbitály typu  $p$  obsazené po jednom elektronu se navzájem prolínají a vytvářejí rozsáhlé delokalizované molekulové orbitály. V nich se elektrony volně pohybují (viz elektronový plyn). **Grafit je elektricky vodivý**.

**Kovová vazba** je charakteristická pro krystalové struktury kovů. Krystalová struktura kovu je tvořena atomy kovu. Valenční orbitály se navzájem prolínají a tvoří rozsáhlé delokalizované molekulové orbitály. V nich se volně pohybují valenční elektrony v podobě elektronového plynu. **Čím větší je počet valenčních elektronů kovu, tím je elektronový plyn hustší a tím pevnější je krystalová struktura. Čím pevnější je krystalová struktura, tím vyšší je teplota tání a tvrdost kovu:**

Li t.t. $180\text{ }^\circ\text{C}$	Mg t.t. $648\text{ }^\circ\text{C}$	Al t.t. $660\text{ }^\circ\text{C}$	Cr t.t. $1.875\text{ }^\circ\text{C}$
Na 98	Ca 839	Fe 1.536	
K 69	Sr 769	Ni 1.453	

**Elektronový plyn je příčinou elektrické a tepelné vodivosti kovů. Kovová vazba je rovněž příčinou kujnosti a tažnosti kovů** (při mechanické deformaci nevznikají v krystalové struktuře odpudivé síly, které by byly příčinou jejího rozpadu).

### 3.4. Molekulové krystalové struktury.

**Strukturní jednotky**, ze kterých jsou molekulové krystalové struktury vybudovány, jsou **molekuly prvků nebo sloučenin**.

**Přitažlivé síly**, držící molekuly v krystalové struktuře pohromadě, **jsou**, buď **Van der WAALSOVY síly, síly dipól-dipól nebo kovalentní chemická vazba**.

**Van der WAALSOVY síly** působí mezi nepolárními molekulami prvků nebo sloučenin (např.  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $O_2$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ ,  $CH_4$ ,  $CO_2$ ). Protože tyto přitažlivé síly **jsou velmi slabé**, tyto **látky mají velmi nízké teploty tání**.

**Vazby dipól-dipól** (především vodíková vazba) poutají k sobě polární molekuly (např.  $H_2O$ ,  $NH_3$ ).

**Kovalentní chemické vazby** působí mezi molekulami některých sloučenin, např. nitrid boritý BN, karbid křemičitý SiC, oxid křemičitý  $SiO_2$  (minerál křemen). Protože kovalentní chemické vazby **jsou velmi pevné, tyto látky mají vysoké teploty tání** (např. BN  $3.500\text{ }^\circ\text{C}$ ) **a značnou tvrdost**.

### 3.5. Iontové krystalové struktury.

**Strukturní jednotky**, ze kterých jsou iontové krystalové struktury vybudovány, **jsou kationty a anionty**.

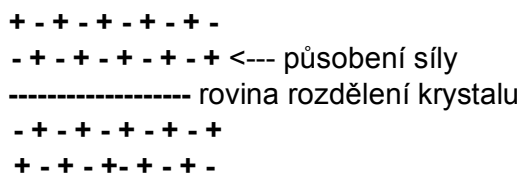
**Přitažlivé síly**, které drží ionty v krystalové struktuře pohromadě, **jsou elektrostatické síly ion-ion**. Jsou značně velké.

**Látky**, které tvoří iontové krystalové struktury, **jsou sloučeniny prvků s velmi rozdílnými elektronegativitami**. V molekulách těchto sloučenin jsou iontové chemické vazby. Iontové krystalové struktury vytvářejí **především soli**.

V iontové krystalové struktuře se pravidelně střídají kationty a anionty (viz kapitola: přitažlivé síly **ion-ion**). Protože každý kation přitahuje všechny sousední anionty (a naopak), nelze v krystalové struktuře určit konkrétní jednotlivé molekuly iontové sloučeniny. **Celý krystal je jedna velká molekula o složení  $A_xB_y$** . (Vzorec iontové sloučeniny, např. NaCl je vzorec stechiometrický. Molekuly s molekulovým vzorcem NaCl existují jen v plynném skupenství).

**Látky s iontovými krystalovými strukturami se vyznačují vysokými teplotami tání** ( $600 - 2.000\text{ }^\circ\text{C}$ ). Jejich krystaly **jsou tvrdé, křehké a štěpné**.

Křehkost a štěpnost těchto látek je způsobena posunem vrstev iontů působením síly tak, že se k sobě přiblíží stejně (= souhlasně) nabití ionty, přitažlivé síly se změny na odpuzivé a krystal se v rovině posunu rozdělí (= rozpadne):



**Iontové sloučeniny jsou většinou velmi dobře rozpustné v polárních rozpouštědlech**. Polární rozpouštědla jsou kapalné látky s polárními molekulami (jejich molekuly jsou dipóly). **Typickým a nejobyčejnějším (a nejdůležitějším) polárním rozpouštědlem je voda**.

Při rozpouštění **molekuly rozpouštědla obklopují kladně nabitými póly anionty a záporně nabitými póly kationty v krystalové struktuře**. Vzniklé **elektrostatické přitažlivé síly** typu **dipól-ion vytrhávají ionty z krystalové struktury**. Ihned **po vytržení z krystalové struktury jsou ionty ze všech stran obklopeny molekulami polárního rozpouštědla**. **Obal kolem iontů se nazývá solvátový obal** (je-li rozpouštědlem voda, což je nejčastější případ, nazývá se **hydrátový obal**). Solvátový (hydrátový) obal brání návratu iontu zpět do krystalové struktury. **Postupné vytrhávání iontů pokračuje do úplného zániku krystalové struktury**. Odpařením rozpouštědla se odstraní solvátový (hydrátový) obal kolem iontů a "obnažené" ionty se zpětně zabudovávají do krystalové struktury. Proces se nazývá **krystalizace**.

**Roztoky a taveniny látek s iontovou krystalovou strukturou vedou elektrický proud**. Podmínkou elektrické vodivosti je přítomnost volně pohyblivých elektricky nabitých částic (v kovech jsou to elektrony elektronového plynu, v roztocích a taveninách iontových sloučenin kationty a anionty uvolněné z krystalové struktury – rozpuštěním nebo roztavením). Proto **v pevném skupenství jsou látky s iontovou krystalovou strukturou elektricky nevodivé** (ionty jsou pevně poutány k sobě, jsou nepohyblivé).

### 3.6. Otázky a úkoly.

1. Co je skupenský stav, ve kterých skupenských stavech látky mohou existovat?
2. Charakterizujte skupenské stavy podle obsahu energie a vysvětlete pojmy: molární teplo tání, vypařování, sublimační.
3. Definujte teplotu tání, varu a sublimace.
4. Charakterizujte plynné skupenství.
5. Charakterizujte kapalné skupenství.
6. Charakterizujte pevné skupenství.
7. Jak se rozdělují krystalové soustavy podle druhu strukturních jednotek?
8. Co jsou beztvare látky?
9. Vyjmenujte přitažlivé síly mezi strukturními jednotkami látek kapalného a pevného skupenství.
10. Charakterizujte Van der WAALSOVY síly.
11. Charakterizujte přitažlivé síly dipól-dipól a vysvětlete podstatu vodíkové vazby.
12. Charakterizujte přitažlivé síly ion-ion.
13. Charakterizujte kovovou vazbu.
14. Na příkladu chloridu sodného vysvětlete strukturu a vlastnosti látek s iontovou krystalovou strukturou.
15. Vysvětlete průběh rozpouštění iontových sloučenin ve vodě.
16. Co je podstatou krystalizace?
17. Co je solvátový a hydrátový obal?
18. Co je příčinou elektrické vodivosti látek a za jakých podmínek jsou elektricky vodivé iontové sloučeniny?
19. Vysvětlete stavbu a vlastnosti krystalové struktury: diamantu, grafitu, kovů, síry, vody, jodu.

## 4. Chemické reakce.

### 4.1. Charakteristika a rozdělení chemických reakcí.

Pro všechny chemické reakce je charakteristická přeměna látek (reaktantů v produkty). Podstatou těchto přeměn je zánik některých chemických vazeb a vznik nových chemických

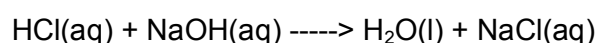
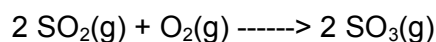
kých vazeb (výjimkou jsou reakce, kdy reaktanty jsou atomy – žádné původní vazby nezanikají, nebo kdy produkty jsou rovněž atomy – žádné vazby nevznikají). Změnou chemických vazeb dochází ke změně ve vnitřní stavbě látek (mění se jejich strukturální jednotky co do složení i stavby) a jedna látka se mění v jinou látku. Chemické reakce se zapisují chemickými rovnicemi.

### Při chemických reakcích zanikají a vznikají chemické vazby.

Vzhledem k velkému počtu poznaných chemických reakcí je nutné chemické reakce třídit do skupin podle určených hledisek (= kriterií). Nejdůležitější hlediska pro třídění chemických reakcí jsou:

#### 1. Třídění podle počtu fází v soustavě (podle vzhledu – stavby – soustavy):

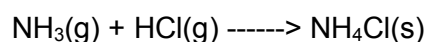
**a) reakce homogenní** – reaktanty i produkty (všechny reakční složky) jsou v jedné fázi (zpravidla plynné nebo kapalné), např.:



**b) reakce heterogenní** – reaktanty a produkty jsou nejméně ve dvou fázích a reakce probíhá na fázovém rozhraní, např.:

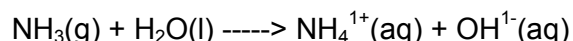
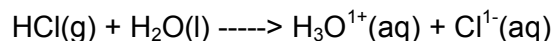


Zvláštním typem heterogenních reakcí jsou **reakce srážecí**, při kterých je alespoň jeden z produktů pevného skupenství (vylučuje se při reakci jako sraženina), např.:

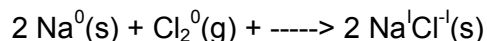


#### 2. Třídění podle druhu přenášených částic mezi strukturálními jednotkami:

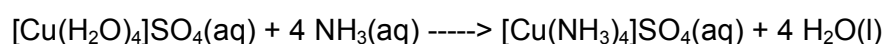
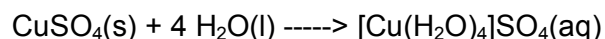
**a) reakce acidobazické (= protolytické)** – při reakci dochází k přenosu  $\text{H}^{1+}$  (= protonu) z jedné strukturální jednotky na jinou strukturální jednotku, např.:



**b) reakce oxidačně-redukční (= redoxní)** – při reakci dochází k přenosu elektronu(-ů) z jedné strukturální jednotky na jinou strukturální jednotku. Přenos elektronu se projeví změnou oxidačního čísla atomů, kterých se ztráta a přijetí elektronu(-ů) týká, např.:



**c) reakce koordinační (= komplexotvorné)** – dochází k přenosu většího počtu jednoduchých i složených iontů nebo molekul a k jejich připojení koordinačními chemickými vazbami. Při koordinačních reakcích vzniká větší počet koordinačních chemických vazeb (více než jedna).



## 4.2. Acidobazické reakce.

### 4.2.1. Kyseliny a zásady.

Kyseliny a zásady jsou důležité množiny látek. Mají rozsáhlé použití v průmyslu i laboratořích. Mnohé kyseliny i zásady jsou nezbytné pro organismy (aminokyseliny, některé karboxylové kyseliny).

Kyseliny a zásady jsou látky s protikladnými vlastnostmi. **Kyseliny jsou látky schopné odštěpovat kation vodíku (= proton). Zásady jsou látky schopné vázat kation vodíku koordinační chemickou vazbou. Kyseliny ve svých strukturních jednotkách obsahují alespoň jeden atom vodíku schopný odštěpení v podobě  $H^{1+}$ . Zásady ve svých strukturních jednotkách obsahují na některém atomu alespoň jeden volný elektronový pár schopný tvořit koordinační chemickou vazbu.**

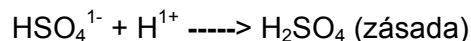
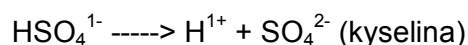
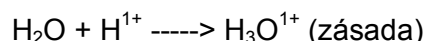
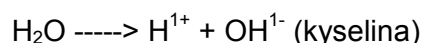
Příklady kyselin:  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HSO_4^{1-}$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2PO_4^{1-}$ ,  $HPO_4^{2-}$ ,  $H_2O$ ,  $H_3O^{1+}$ ,  $NH_4^{1+}$ ,  $HNO_3$ .

Příklady zásad:  $Cl^{1-}$ ,  $HSO_4^{1-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $H_2PO_4^{1-}$ ,  $HPO_4^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $H_2O$ ,  $OH^{1-}$ ,  $NH_3$ .

Z uvedených příkladů vyplývá, že:

**1. Kyseliny i zásady mohou mít strukturní jednotky elektricky neutrální i elektricky nabitě.**

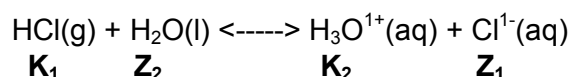
**2. Některé látky mají schopnost být kyselinou i zásadou. Nazývají se amfoterní látky, např.:**



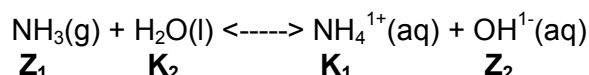
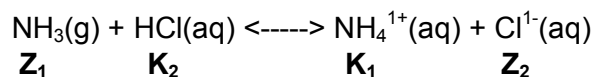
**Chemická reakce mezi kyselinou a zásadou se nazývá acidobazická reakce (= protolytická reakce).** (*acidum* = lat. kyselina, *base* = lat. zásada). Protože při acidobazické reakci kyselina uvolňuje  $H^{1+}$ , což je vlastně proton, nazývají se acidobazické reakce také protolytické.

Strukturní jednotka kyseliny může uvolnit kation vodíku pouze tehdy, jestliže v soustavě je přítomna strukturní jednotka zásady, která je ochotná kation vodíku přijmout. (Totéž platí i naopak). **Látka se jako kyselina nebo zásada může projevit jen v acidobazické reakci, např.:**

$HCl(g)$  se stává kyselinou teprve za přítomnosti zásady, např. vody:

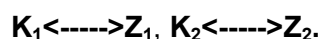


$NH_3(g)$  je zásadou teprve v přítomnosti kyseliny:



Při každé acidobazické reakci kyselina uvolňuje  $H^{1+}$ , který zásada okamžitě váže koordinační chemickou vazbou. **Kyselina se odštěpením  $H^{1+}$  změní na zásadu. Zásada se vazbou  $H^{1+}$  změní na kyselinu.**

**Dvojice strukturních jednotek lišící se o kation vodíku (kyselina a z ní vzniklá zásada, zásada a z ní vzniklá kyselina) se nazývá konjugovaný pár:**



#### 4.2.2. Síla kyselin a zásad.

V chemické praxi se často říká, že ta nebo ona kyselina či zásada je silná nebo slabá.

**Síla kyselin je dána schopností odštěpovat kation  $H^{1+}$ . Čím je tato schopnost větší, tím je kyselina silnější.**

**Síla zásad je dána schopností poutat kation  $H^{1+}$ . Čím je tato schopnost větší (čím je připojení  $H^{1+}$  pevnější), tím je zásada silnější.**

Protože kyseliny mohou svou vlastnost projevit jen v přítomnosti zásady, je zřejmé, že jejich síla (schopnost odštěpit  $H^{1+}$ ) je závislá na síle zásady (její schopnosti poutat  $H^{1+}$ ), se kterou reagují. **Síla kyselin a zásad je vlastnost proměnlivá (= relativní).** Např.  $HNO_3$  má jinou schopnost odštěpit  $H^{1+}$  ve vodě a jinou v amoniaku – je různě silná ve vodě a v amoniaku (má různou snahu poskytnout  $H^{1+}$  vodě a amoniaku, protože voda a amoniak se od sebe liší snahou [= schopností]  $H^{1+}$  přijmout):



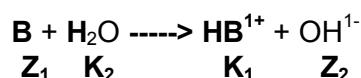
Z reakce amoniaku s vodou (viz kap. 4.2.1.) vyplývá, že amoniak má větší schopnost poutat  $H^{1+}$  než voda. Proto  $HNO_3$  (ale i jiné kyseliny) odštěpuje  $H^{1+}$  v amoniaku ochotněji než ve vodě. **Kyselina dusičná je v reakci s amoniakem silnější kyselinou než v reakci s vodou.** (Stejně tak i amoniak je v reakci s kyselinou dusičnou silnější zásadou než v reakci s vodou).

V praxi se jako nejběžnější zásada pro reakci kyselin a zároveň nejběžnější kyselina pro reakci zásad používá voda, protože je snadno dostupná, je dobrým rozpouštědlem a má amfoterní charakter. **Sílu kyselin a zásad posuzujeme podle jejich reakce s vodou. Kyseliny a zásady se podle chování ve vodě rozdělují na silné a slabé.**

**Silné kyseliny jsou takové látky, jejichž téměř všechny strukturní jednotky odštěpí ve vodě kation vodíku  $H^{1+}$ :**



**Silné zásady jsou takové látky, jejichž téměř všechny strukturní jednotky přijmou od vody kation vodíku  $H^{1+}$ :**



Uvedené reakce probíhají prakticky úplně ve směru naznačeném šipkou v chemické rovnici. **Strukturní jednotky silných kyselin a silných zásad jsou ve vodě téměř všechny rozštěpeny (= disociovány) na ionty.** Příklady silných kyselin jsou  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ . Příklady silných zásad jsou hydroxidy alkalických kovů.

**Hydroxidy se zásadami stávají teprve po rozpuštění ve vodě, kdy se jejich iontová krystalová struktura rozpadne na ionty:**



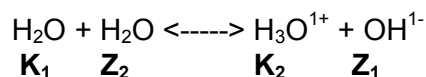


Příklady acidobazických indikátorů:

Indikátor	Zbarvení v kyselém	Zbarvení v zásaditém
Fenolftalein	bezbarvý	fialový
Methylová oranž	červená	žlutá
Methylová červeň	červená	žlutá
Lakmus	červený	modrý

Acidobazické indikátory umožňují pouze zjistit, zda vodný roztok je kyselý nebo zásaditý (jeho kvalitu). Často je však nutné znát i velikost (= míru, stupeň, kvantitu) kyselosti nebo zásaditosti. **Velikost kyselosti nebo zásaditosti vodných roztoků kyselin a zásad se vyjadřuje molární koncentrací oxoniových iontů  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$ .**

Chemici zjistili, že v každém vodném roztoku jsou vždy současně oxoniové i hydroxidové ionty. Je to způsobeno tím, že i v samotné (chemicky čisté) vodě jsou zastoupeny oba druhy těchto iontů, protože probíhá reakce:



Platí, že **součin molárních koncentrací oxoniových a hydroxidových iontů je ve vodě i všech vodných roztocích vždy konstantní:**

$$c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-}) = K = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

**V kyselých roztocích převládá koncentrace oxoniových iontů nad hydroxidovými, v zásaditých roztocích je tomu naopak.**

$c(\text{H}_3\text{O}^{1+})$ :	1	$10^{-2}$	$10^{-4}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$	$10^{-8}$	$10^{-10}$	$10^{-12}$	$10^{-14}$
$c(\text{OH}^{1-})$ :	$10^{-14}$	$10^{-12}$	$10^{-10}$	$10^{-8}$	$10^{-7}$	$10^{-6}$	$10^{-4}$	$10^{-2}$	1
	<----->								
	kyselý			neutrální			zásaditý		

**V kyselých roztocích** je koncentrace oxoniových iontů větší než  $10^{-7} \text{ mol/l}$ :

$$c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) > 10^{-7} \text{ mol/l}$$

**V zásaditých roztocích** je koncentrace oxoniových iontů menší než  $10^{-7} \text{ mol/l}$ :

$$c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) < 10^{-7} \text{ mol/l}$$

**V neutrálních roztocích** je koncentrace oxoniových iontů rovna  $10^{-7} \text{ mol/l}$ :

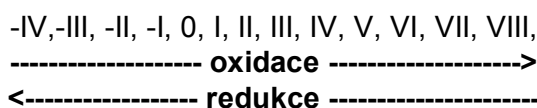
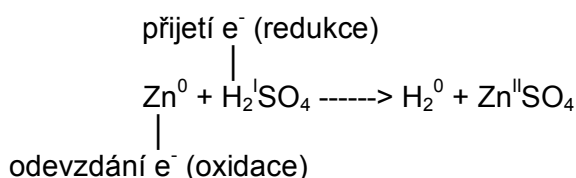
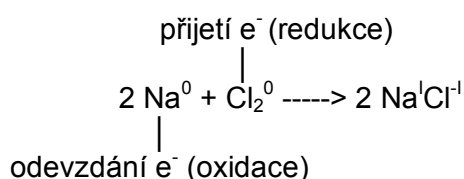
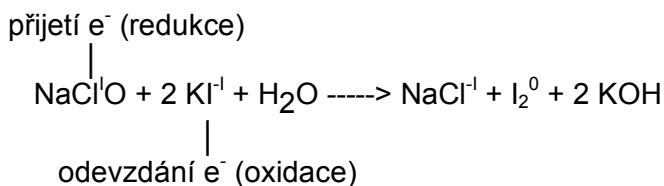
$$c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

### 4.3. Redoxní reakce.

Charakteristickým znakem každé redoxní reakce je **přenos elektronů z jedné strukturální jednotky na jinou strukturální jednotku**. Proto lze každou redoxní reakci rozdělit na dvě dílčí reakce (= poloreakce) zvané **oxidace a redukce**.

**Oxidace je děj, při kterém atom ve strukturní jednotce ztrácí jeden nebo několik elektronů. Oxidační číslo atomu se zvětšuje.**

**Redukce je děj, při kterém atom ve strukturní jednotce přijímá jeden nebo několik elektronů. Oxidační číslo atomu se snižuje.**



Obě poloreakce (oxidace i redukce) musí v soustavě probíhat současně (uvolnění elektronu jedním atomem musí být doprovázeno přijetím tohoto elektronu jiným atomem). Proto se celková reakce nazývá **redoxní reakce**.

V chemické terminologii se reaktanty v redoxních reakcích označují **oxidační činidlo (= oxidovadlo)** a **redukční činidlo (= redukovadlo)**.

**Oxidační činidlo je látka, která způsobuje oxidaci jiné látky (odebere jí elektrony). Oxidační činidlo se přijatými elektrony redukuje. Oxidovadly jsou většinou volné prvky s vysokou elektronegativitou (nekovy – halogeny, kyslík) nebo prvky, které ve svých sloučeninách mají příliš vysoké oxidační číslo ( $\text{Mn}^{\text{VII}}$ ,  $\text{Cl}^{\text{V}}$ ,  $\text{Cl}^{\text{VI}}$ ,  $\text{Cl}^{\text{VII}}$ ,  $\text{Cr}^{\text{VI}}$ ).**

**Redukční činidlo je látka, která způsobuje redukci jiné látky (předá jí své elektrony). Redukční činidlo se odevzdáním elektronů oxiduje. Redukovadly jsou většinou volné prvky s malou elektronegativitou (kovy – alkalické kovy, kovy alkalických zemin) nebo prvky, které ve svých sloučeninách mají příliš nízké oxidační číslo ( $\text{C}^{\text{II}}$ ,  $\text{Cr}^{\text{II}}$ ).**

#### 4.4. Otázky a úkoly.

1. Čím se liší fyzikální a chemické reakce?
2. Které jsou druhy chemických rovnic, a které informace o chemických reakcích poskytují?
3. Podle kterých kritérií se rozdělují chemické reakce?
4. Charakterizujte reakce homogenní a heterogenní a uveďte příklady.
5. Charakterizujte reakce acidobazické, redoxní a koordinační.
6. Definujte kyseliny a zásady. Čím se vyznačují jejich strukturní jednotky?

7. Uveďte příklady kyselin a zásad.
8. Co jsou amfoterní látky? Uveďte příklady.
9. Co jsou konjugované páry? Uveďte příklady.
10. Co rozumíme silou kyselin a zásad? Vůči které látce se síla posuzuje a proč?
11. Charakterizujte silné a slabé kyseliny a zásady. V čem se od sebe liší?
12. Které strukturální jednotky způsobují kyselost a zásaditost vodných roztoků?
13. Čím se zjišťuje kyselost a zásaditost vodných roztoků?
14. Uveďte příklady acidobazických indikátorů a jejich zbarvení.
15. Kterou veličinou se vyjadřuje míra kyselosti nebo zásaditosti vodných roztoků?
16. Rozhodněte, zda roztoky s následujícími koncentracemi oxoniových nebo hydroxidových iontů jsou kyselé, zásadité nebo neutrální a své rozhodnutí zdůvodněte:
  - a)  $c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) = 10^{-5} \text{ mol/l}$
  - b)  $c(\text{OH}^{1-}) = 10^{-7} \text{ mol/l}$
  - c)  $c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) = 10^{-9} \text{ mol/l}$
  - d)  $c(\text{OH}^{1-}) = 10^{-11} \text{ mol/l}$
17. Charakterizujte oxidaci a redukci a uveďte příklady redoxních reakcí.
18. V příkladech redoxních reakcí předcházejícího úkolu označte oxidační a redukční činidla.

## 5. Energetické změny při chemických reakcích.

### 5.1. Reakční teplo, exotermické a endotermické reakce.

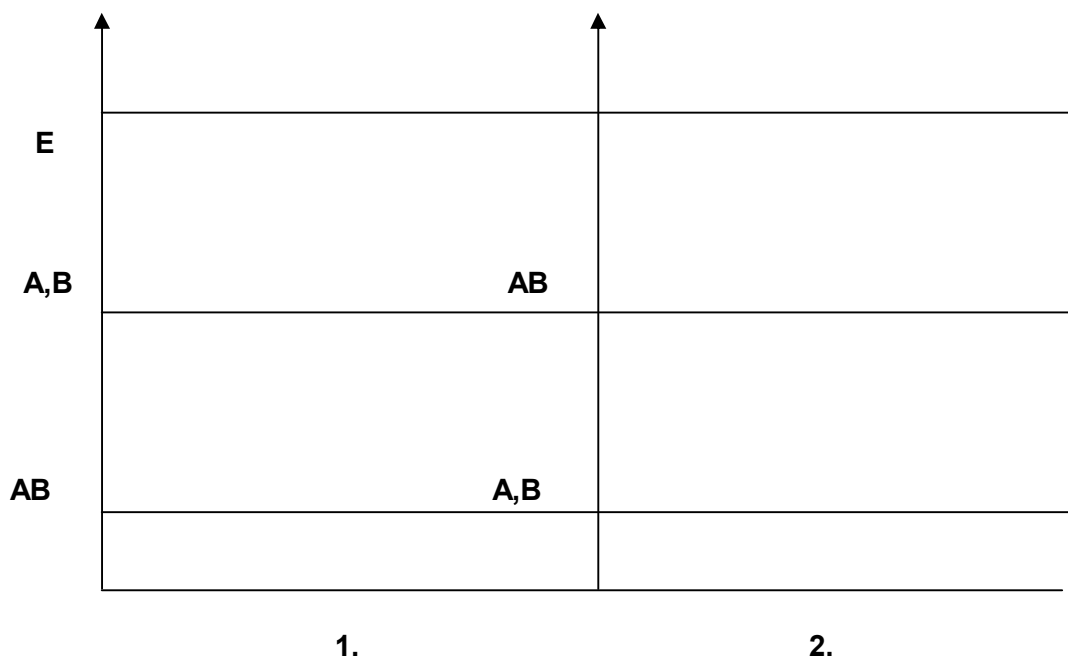
Protože podstatou každé chemické reakce je zánik původních chemických vazeb a vznik nových chemických vazeb, je zřejmé, že **každá chemická reakce je doprovázena výsledným uvolněním nebo spotřebou energie.**

**Při štěpení chemických vazeb se energie spotřebovává** (disociační energie), **při vzniku chemických vazeb se energie uvolňuje** (energie vazebná).

**Rozdíl mezi spotřebovanou a uvolněnou energií je energie**, kterou soustava, v níž probíhá chemická reakce, vyměňuje se svým okolím. Tato energie se nazývá **reakční teplo**. (Soustava vyměňuje energii s okolím nejčastěji v podobě tepla). **Označuje se  $Q_m$**  (popř. **H**) a **vyjadřuje jednotkou kJ/mol reakčních přeměn** (při stechiometrickém průběhu reakce).

**Reakční teplo ( $Q_m$ , H) je tepelná energie, kterou soustava, v níž probíhá chemická reakce, vyměňuje se svým okolím při stechiometrickém průběhu chemické reakce.**

Pro reakci:  $A + B \rightarrow AB$  může nastat jedna ze dvou možných energetických změn (označené 1 a 2):



Energetický diagram znázorňující energetické změny v průběhu chemické reakce se nazývá reakční koordináta.

V prvním případě je  $E_{\text{vazebná}} > E_{\text{disociační}}$ . **Soustava energii do okolí uvolňuje – reakce se nazývá exotermická** (*exo-* = lat. ven).

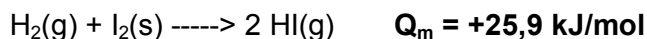
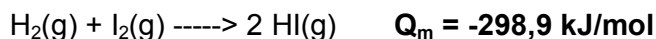
Ve druhém případě je  $E_{\text{vazebná}} < E_{\text{disociační}}$ . **Soustava energii od okolí přijímá – reakce se nazývá endotermická** (*endo-* = lat. dovnitř).

Podle dohody **exotermické reakce mají hodnoty reakčního tepla záporné, endotermické reakce kladné**. Platí, že:

$$Q_m = E_{\text{dis}} - E_{\text{vaz}}$$

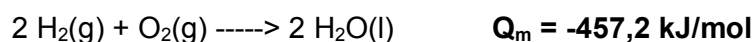
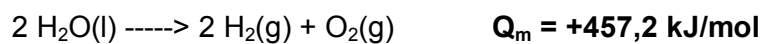
Je-li reakce exotermická, pak k jejímu provedení stačí navodit vhodné energetické podmínky (dodat energii pro první fázi přeměny – rozštěpení chemických vazeb). Dále (po "nastartování") již reakce probíhá samovolně. **Endotermické reakce probíhají jen tehdy, je-li reaktantům neustále dodávána energie**. Teoreticky je možné všechny exotermické reakce využít jako zdroje energie pro potřeby člověka.

**Velikost reakčního tepla závisí** (mimo jiných faktorů) **především na skupenství reagujících látek a produktů**:



**Chemické rovnice, ve kterých je uvedena hodnota reakčního tepla (a zároveň i stavy reaktantů a produktů), se nazývají termochemické rovnice**.

**Hodnota reakčního tepla přímých a zpětných reakcí se liší pouze znaménkem** (tzv. 1. termochemický zákon):



K energetickým změnám soustavy dochází i při některých fyzikálních dějích, které v soustavě probíhají, např. při rozpouštění. Tyto energetické změny jsou doprovázeny změnou teploty soustavy. Energetické (= tepelné) změny v soustavě lze měřit kalorimetrem, teplotní změny teploměrem.

Např. při rozpouštění  $\text{CaCl}_2$  (rozpad jeho iontové krystalové struktury) ve vodě teplota roztoku klesá ( $Q_{\text{m}} > 0$ ) – děj je endotermický.

Při rozpouštění  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (acidobazická reakce kyseliny s vodou) ve vodě teplota roztoku vzrůstá ( $Q_{\text{m}} < 0$ ) – děj je exotermický.

**Při rozpouštění (nebo reakci s vodou) se energie spotřebovává k zániku přitažlivých sil mezi strukturními jednotkami – např. mezi ionty v krystalové struktuře soli – (nebo zániku chemických vazeb uvnitř strukturních jednotek). Při vzniku přitažlivých sil mezi molekulami rozpouštědla a strukturními jednotkami rozpouštěné látky (nebo při vzniku nových chemických vazeb) se energie uvolňuje (např. vznik solvátového obalu, nebo vznik  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$ ). Rozdíl mezi spotřebovanou a uvolněnou energií při rozpouštění látek se nazývá rozpouštěcí teplo.**

Látky, které mají velkou kladnou hodnotu rozpouštěcího tepla, se používají do chladících směsí.

## 6. Chemická kinetika.

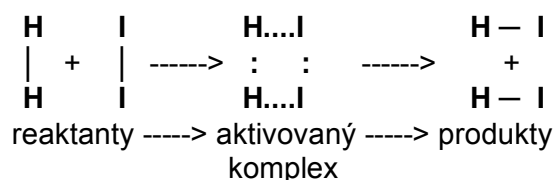
Chemická kinetika je odvětví obecné chemie zkoumající:

1. Způsob jak se reaktanty přeměňují v produkty (tzv. reakční mechanismus).
2. Rychlost chemických reakcí (tzv. reakční rychlost).
3. Závislost reakční rychlosti na podmínkách, při nichž daná chemická reakce probíhá.

### 6.1. Srážková teorie a teorie aktivovaného komplexu.

Způsob, jak se strukturní jednotky reaktantů přeměňují ve strukturní jednotky produktů, vysvětlují **srážková teorie** a **teorie aktivovaného komplexu**. Tyto teorie formulují čtyři zásady (= pravidla, závěry), platné pro všechny chemické reakce bez výjimky:

1. **Strukturní jednotky reaktantů se musí v soustavě srazit** (proto srážková teorie).
2. **Při srážce musí strukturní jednotky mít dostatečně velkou kinetickou energii** (musí se v soustavě pohybovat dostatečnou rychlostí), potřebnou k rozštěpení původních chemických vazeb. **Nejmenší nutná energie, kterou strukturní jednotky reaktantů musí při srážce mít, se nazývá aktivační energie. Označuje se  $E_{\text{A}}$ .** (Je menší než disociační energie).
3. **Po srážce strukturních jednotek reaktantů nevznikají hned strukturní jednotky produktů, ale nejprve vznikne** (na velmi krátký časový okamžik – asi  $10^{-8}$  s) nestálý **aktivovaný komplex** (není to již reaktant, ale ani ještě produkt). **Aktivovaný komplex se přemění ve strukturní jednotky produktů.** (Proto teorie aktivovaného komplexu). Např.:



**4. Při reakci větších strukturních jednotek** (např. molekuly organických sloučenin) je **nutná srážka** pouze určitými částmi strukturních jednotek (určitými atomy, nebo skupinami atomů), tzv. **charakteristickými skupinami**. **Větší strukturní jednotky musí při srážce být vhodně prostorově orientovány.**

Aktivační energie je menší než disociační energie proto, že při vzniku aktivovaného komplexu se původní vazby postupně zeslabují a **současně** postupně vznikají vazby nové. Dochází **současně** ke dvěma energeticky protichůdným dějům. Ke štěpení vazeb se energie spotřebovává, při vzniku vazeb uvolňuje. Protože oba děje probíhají současně, je nepříznivá energetická bilance spojená se štěpením vazeb vyrovnávána současným uvolňováním energie při vzniku vazeb.

**Průběh každé chemické reakce lze z energetického hlediska rozdělit do dvou časových fází. V první fázi** (vznik aktivovaného komplexu) **se energie spotřebovává, ve druhé fázi** (rozpad aktivovaného komplexu na strukturní jednotky produktů) **se energie uvolňuje. Rozdíl mezi spotřebovanou a uvolněnou energií se nazývá reakční teplo. Znaménko jeho hodnoty určuje, zda reakce je exotermická, nebo endotermická. Energetické změny v časovém průběhu chemické reakce znázorňuje reakční koordináta.**

## 6.2. Rychlost chemických reakcí.

**Rychlost chemické reakce (= reakční rychlost) je veličina, která udává, jaké látkové množství (popř. látková koncentrace) reaktantu se za jednotku času změni v produkt (nebo jaké množství [koncentrace] produktu vznikne).**

Pro reakci  $A + B \longrightarrow AB$  platí:

$$v_A = -\frac{\Delta c_A}{\Delta t} \qquad v_B = -\frac{\Delta c_B}{\Delta t} \qquad v_{AB} = \frac{\Delta c_{AB}}{\Delta t}$$

Ve všech uvedených případech je reakční rychlost stejná ( $v_A = v_B = v_{AB}$ ) a stejná je i **jednotka reakční rychlosti: mol.l<sup>-1</sup>.s<sup>-1</sup>.**

Reakční rychlost žádné chemické reakce není konstantní za různých podmínek (každá reakce probíhá za různých podmínek různou rychlostí). Nejdůležitější faktory ovlivňující reakční rychlost jsou: koncentrace (látkové množství) reaktantů, tlak (v případě, že alespoň jeden reaktant je plynného skupenství), teplota, mechanické zásahy do soustavy s reaktanty (např. drcení, rozpouštění, míchání, třepání, přítomnost katalyzátorů).

### 6.2.1. Vliv koncentrace reaktantů na reakční rychlost.

Koncentrace reaktantů ovlivňuje reakční rychlost v případě, že reaktanty jsou v soustavě v jedné fázi (zpravidla plynné, nebo kapalné) a je tak možný volný pohyb jejich strukturních jednotek po celé soustavě.

Platí, že **čím větší je koncentrace reaktantů v soustavě, tím větší je počet srážek jejich strukturních jednotek** (jedna z podmínek uskutečnění chemické reakce) **a tím větší je reakční rychlost. Reakční rychlost závisí na koncentraci reaktantů přímo úměrně.**

Pro reakci  $a A + b B \rightarrow c AB$  platí:

$$v = k \cdot c_A^\alpha \cdot c_B^\beta$$

Uvedená rovnice se nazývá **kinetická rovnice** a platí pro reakce, ve kterých jsou reaktanty v kapalně, nebo plynné fázi (homogenní reakce).

$k$  = rychlostní konstanta (konstanta přímé úměrnosti) jejíž hodnota závisí na teplotě (je konstantou jen za konstantní teploty, se změnou teploty se mění i hodnota rychlostní konstanty).

$\alpha, \beta$  = experimentálně určené exponenty pro každou reakci, výjimečně jsou rovny stechiometrickým koeficientům ( $\alpha = a, \beta = b$ ).

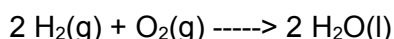
### 6.2.2. Vliv tlaku na reakční rychlost.

Tlak ovlivňuje reakční rychlost těch reakcí, ve kterých jsou reaktanty (nebo alespoň jeden z nich) plynného skupenství (protože pouze plyny jsou stlačitelné). **Zvýšením tlaku** (např. tak, že zmenšíme objem soustavy) **se zvětší koncentrace plynného reaktantu a tím také reakční rychlost.** Tlak ovlivňuje reakční rychlost změnou koncentrace plynného reaktantu.

### 6.2.3. Vliv teploty na reakční rychlost.

**Čím větší je teplota soustavy, tím rychleji se strukturní jednotky v soustavě pohybují a tím větší je také jejich energie.** To znamená, že **zvýšením teploty se jednak zvětší počet srážek strukturních jednotek v soustavě** (jedna z podmínek uskutečnění chemické reakce) **a jednak se zvětší počet strukturních jednotek dosahujících při svém pohybu v soustavě alespoň aktivační energii** (další z podmínek uskutečnění chemické reakce).

Se změnou teploty se mění hodnota rychlostní konstanty. Např. v reakci:



je hodnota rychlostní konstanty při teplotě 300 °C tak malá, že reakční rychlost se téměř nedá změřit, ale při teplotě 700 °C probíhá tato reakce již velmi rychle, explozivně. Hodnota rychlostní konstanty je značně velká.

Na základě experimentálních výsledků lze vyslovit závěr, že **zvýšením teploty reaktantů o 10 °C vzroste reakční rychlost dvojnásobně až čtyřnásobně.**

### 6.2.4. Vliv mechanických zásahů na reakční rychlost.

**Každý mechanický zásah, který má za následek zvýšení vzájemného kontaktu strukturních jednotek reaktantů a tím i počet jejich srážek, způsobuje zvýšení reakční rychlosti.**

Nejběžnější a nejjednodušší mechanické zásahy, které vedou k dokonalejšímu promísení strukturních jednotek reaktantů a jejich snadnému pohybu po celé soustavě jsou: dr-



cení tuhých látek na menší části, resp. na prášek, rozpouštění tuhých látek a uvolnění strukturních jednotek z krystalové struktury, míchání a protřepávání roztoků.

### 6.2.5. Vliv katalyzátorů na reakční rychlost.

Ochota látek reagovat závisí na velikosti aktivační energie. Čím je aktivační energie větší, tím neochotněji spolu strukturní jednotky reagují a tím nesnadnější je provedení reakce. Reakce probíhá velmi pomalu (nebo vůbec neprobíhá), protože za dané teploty jen malý počet strukturních jednotek má aktivační energii (nebo žádná strukturní jednotka při svém pohybu v soustavě tuto energii nedosáhne). Existují látky, které svojí přítomností v soustavě snižují aktivační energii reakce a tím zvyšují reakční rychlost (popř. umožňují provedení reakce). Nazývají se katalyzátory.

**Katalyzátory jsou látky, které snižují aktivační energii reakce a zvyšují tak reakční rychlost.** Při svém působení v soustavě se chemicky nemění (proto není nutné je zahrnovat do chemické rovnice).

Podle skupenského stavu reagujících látek a katalyzátorů rozlišujeme katalýzu (proces ovlivnění průběhu reakce katalyzátorem) homogenní a heterogenní.

**1. Homogenní katalýza – reaktanty a katalyzátor tvoří v soustavě jednu fázi** (kapalnou nebo plynnou).

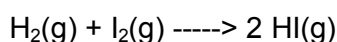
**2. Heterogenní katalýza – reaktanty a katalyzátor jsou různého skupenství a tvoří v soustavě dvě fáze** (nejčastěji jsou reaktanty kapalného nebo plynného skupenství a katalyzátor skupenství pevného).

Zásadní rozdíl mezi homogenní a heterogenní katalýzou spočívá v tom, že heterogenní katalýza se neuskutečňuje v kterémkoliv místě soustavy, ale pouze na povrchu katalyzátoru.

Kromě katalyzátorů existují i látky, které svojí přítomností v soustavě naopak zvyšují aktivační energii a reakci tak znesnadňují a zpomalují. Tyto látky se nazývají **inhibitory**.

### 6.3. Chemická rovnováha.

Chceme-li provést jakoukoliv chemickou reakci, např.:



musíme vyřešit problém, zda v uzavřené soustavě proběhne úplná přeměna všech strukturních jednotek reaktantů ve strukturní jednotky produktů a zda v této uzavřené soustavě budou po určité době jen strukturní jednotky produktů (zda daná reakce proběhne úplně [na 100 %] podle zápisu chemickou rovnicí ve směru reaktanty  $\rightleftharpoons$  produkty).

Budeme-li zkoumat složení takové uzavřené soustavy po určité (dostatečně dlouhé) době, zjistíme, že kromě produktů obsahuje soustava i reaktanty, a že zjištěné koncentrace produktů a reaktantů v soustavě se již nebudou měnit – budou konstantní.

Podle srážkové teorie jsou předpokladem chemické přeměny srážky strukturních jednotek s aktivační energií a vhodnou prostorovou orientací. V uzavřené soustavě jsou pohromadě strukturní jednotky reaktantů i produktů. Pokud jsou v jedné fázi, všechny se v soustavě volně pohybují. To znamená, že dochází i ke vzájemným srážkám strukturních jednotek produktů, které se po splnění všech podmínek přeměňují na strukturní jednotky reaktantů. **V každé uzavřené soustavě kromě přímé reakce probíhá i reakce zpětná.** Proto:

**V uzavřené soustavě nedochází k úplné přeměně reaktantů v produkty.**

Každá uzavřená soustava, ve které probíhá současně přímá i zpětná chemická reakce, dospěje po určité době do stavu, ve kterém je a zůstává koncentrace reaktantů a produktů konstantní. Tento stav se nazývá rovnovážný stav (= chemická rovnováha). Chemická rovnováha vzniká proto, že přímá i zpětná reakce probíhá v soustavě stejnými rychlostmi.

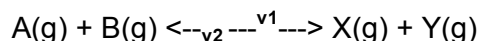
Směs reaktantů a produktů v uzavřené soustavě po dosažení chemické rovnováhy se nazývá rovnovážná směs.

Molární koncentrace reaktantů a produktů v uzavřené soustavě po dosažení chemické rovnováhy (v rovnovážné směsi) se nazývají rovnovážné koncentrace.

Každá přímá chemická reakce je vždy doprovázena (někdy ve větší, někdy v menší míře) zpětnou reakcí. Někdy zpětná reakce probíhá v zanedbatelném rozsahu, ale přesto probíhá. Proto platí, že **každá chemická reakce probíhající v uzavřené soustavě vede k ustavení chemické rovnováhy.**

### 6.3.1. Zákon chemické rovnováhy.

**Vysvětluje složení rovnovážné směsi.** Vychází ze skutečnosti, že v uzavřené soustavě, ve které probíhá přímá a zpětná chemická reakce se mění rychlosti těchto reakcí v závislosti na koncentraci reaktantů a produktů (viz kinetická rovnice). Uvažujme hypotetickou reakci:



**Bezprostředně po umístění reaktantů do uzavřené soustavy, probíhá v soustavě pouze přímá reakce** (rychlostí  $v_1$ ). Zpětná reakce zatím neprobíhá, protože produkty nejsou ještě vytvořeny, popř. jejich koncentrace v soustavě je tak malá, že srážky jejich strukturních jednotek jsou nepravděpodobné. Platí:

$$v_1 = k_1 \cdot c_A \cdot c_B$$

**Koncentrace reaktantů se přeměnou na produkty zmenšuje, a proto rychlost  $v_1$  postupně klesá. Koncentrace produktů se naopak zvětšuje, a proto se zvětšuje i rychlost jejich přeměny na reaktanty.** Platí:

$$v_2 = k_2 \cdot c_X \cdot c_Y$$

**Rychlost  $v_1$  klesá a rychlost  $v_2$  vzrůstá tak dlouho, až se obě rychlosti vyrovnají.** Od tohoto okamžiku probíhají přímá i zpětná reakce stejnými rychlostmi a v soustavě se ustavuje chemická rovnováha. Platí:

$$v_1 = v_2 \implies k_1 \cdot c_A \cdot c_B = k_2 \cdot c_X \cdot c_Y$$

Vyčleněním rychlostních konstant na levou stranu rovnice vznikne rovnice:

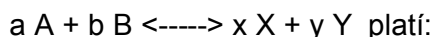
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{c_X \cdot c_Y}{c_A \cdot c_B}$$

Protože podíl dvou konstant je opět konstanta, je možné výraz  $k_1/k_2$  nahradit konstantou **K**. Potom platí:

$$K = \frac{c_X \cdot c_Y}{c_A \cdot c_B}$$

Z rovnice vyplývá, že **podíl koncentrací produktů a reaktantů se v uzavřené soustavě od okamžiku ustavení chemické rovnováhy nemění, je konstantní.**

Pro obecnou homogenní reakci typu:



### GULDBERG-WAAGEŮV zákon chemické rovnováhy

$$K = \frac{c_X^x \cdot c_Y^y}{c_A^a \cdot c_B^b}$$

**K** ....rovnovážná konstanta (protože je podílem rychlostních konstant, závisí na teplotě).

Exponenty u symbolů koncentrací jednotlivých látek jsou totožné s jejich stechiometrickými koeficienty v chemické rovnici.

Slovně lze zákon chemické rovnováhy formulovat takto: **Součin molárních koncentrací produktů dělený součinem molárních koncentrací reaktantů je po dosažení chemické rovnováhy v uzavřené soustavě za dané teploty konstantní.** Chemická rovnováha je dynamická. Složení rovnovážné směsi je sice konstantní, ale v soustavě neustále probíhají přímá a zpětná chemická reakce.

### 6.3.2. Význam rovnovážné konstanty.

**Z hodnoty rovnovážné konstanty lze usoudit na složení rovnovážné směsi** a tak zjistit, v jakém rozsahu se za dané teploty v uzavřené soustavě uskutečnila přeměna reaktantů v produkty.

Čím větší je součin molárních koncentrací produktů v rovnovážné směsi (čím větší je číselný zlomek v rovnici chemické rovnováhy), tím je větší rovnovážná konstanta. **Vysoké hodnoty rovnovážné konstanty informují, že v rovnovážné směsi výrazně převažují produkty nad reaktanty. V soustavě převládá přímá reakce. Produkty nad reaktanty v rovnovážné směsi převažují vždy, když  $K > 1$ . Nízké hodnoty rovnovážné konstanty informují, že v rovnovážné směsi převažují reaktanty nad produkty. V soustavě převládá zpětná reakce. Reaktanty nad produkty převažují vždy, když  $K < 1$ .**

V případě **velmi vysokých** nebo **velmi nízkých** hodnot rovnovážné konstanty ( $K > 10^4$ ,  $K < 10^{-4}$ ) již prakticky neuvažujeme o ustavení chemické rovnováhy v soustavě a předpokládáme, že v soustavě probíhá pouze jedna z reakcí. Platí:

$K > 10^4$ : prakticky (= téměř) všechny reaktanty jsou přeměněny v produkty. V soustavě probíhá "pouze" přímá reakce.

$K < 10^{-4}$ : produkty prakticky (= téměř) vůbec nevznikají. V soustavě probíhá "pouze" zpětná reakce.

### 6.3.3. Faktory ovlivňující chemickou rovnováhu.

Cílem při provádění chemických reakcí je dosáhnout pokud možno úplné přeměny reaktantů v produkty (cílem je snaha po co největším výtěžku chemické reakce). Protože **rozsah přeměny reaktantů v produkty je limitován ustanovením chemické rovnováhy**, je nutné (týká se reakcí s malými hodnotami rovnovážné konstanty) zabraňovat vytvoření chemické rovnováhy a nutit tak reaktanty, aby se neustále přeměňovaly v produkty.

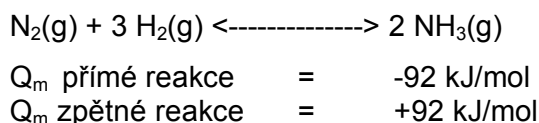
**Chemická rovnováha se ustavuje v uzavřené soustavě, pokud vnější podmínky působící na soustavu jsou konstantní. Změní-li se vnější podmínky, nebo dojde-li k otevření soustavy, naruší se chemická rovnováha a v soustavě začne probíhat reakce (buď přímá, nebo zpětná), která povede k obnovení porušené chemické rovnováhy podle principu akce a reakce.**

Tento princip a způsob ovlivňování chemické rovnováhy na něm založený poznali již před více než 120 lety (1884) chemici **H. J. Le CHATELIER** a **K. F. BRAUN** a formulovali princip akce a reakce takto: **Porušení chemické rovnováhy vnějším zásahem (= akcí), vyvolá děj (= reakci), který směřuje ke zrušení účinku akce a obnovení chemické rovnováhy.**

Porušení chemické rovnováhy (a tím vyvolání žádoucí reakce) lze způsobit:

1. změnou teploty
2. změnou tlaku (je-li alespoň jedna látka v soustavě v plynném skupenství)
3. otevřením soustavy a následnou změnou složení rovnovážné směsi.

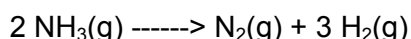
Např.:



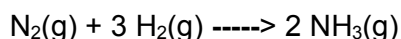
Z uvedeného zápisu je zřejmé, že přímá reakce je exotermická a zpětná endotermická.

#### 1. Změna teploty.

**A) Zvýšením teploty rovnovážné směsi (dodáním tepla do soustavy) je podpořena endotermická reakce:**

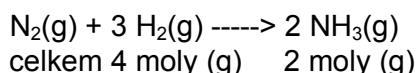


**B) Snížením teploty rovnovážné směsi (odebráním tepla ze soustavy) je podpořena exotermní reakce:**



#### 2. Změna tlaku.

**A) zvýšením tlaku (např. zmenšením objemu soustavy) v rovnovážné směsi je podpořena reakce vedoucí ke vzniku menšího počtu molů plynné látky:**

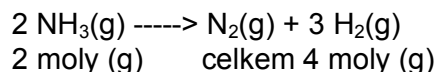


Platí, že **1 mol kterékoliv plynné látky zaujímá za normálních podmínek objem 22,414 dm<sup>3</sup>** (tzv. normální molární objem). Normálními podmínkami jsou tlak 101,325 kPa a teplota 0 °C (273,15 K).

To znamená, že v uvedeném příkladu se 4 moly reaktantů snaží zaujmout (za normálních podmínek) objem 4 x 22,414 = 89,66 dm<sup>3</sup> a 2 moly produktu objem 2 x 22,414 =

44,83 dm<sup>3</sup>. **Zvětšení tlaku v rovnovážné směsi tedy vyvolá (= podpoří) reakci, kterou vznikají látky snažící se zaujmout menší objem.** V daném případě je podpořena reakce přímá.

**B) Zmenšení tlaku (např. zvětšením objemu soustavy) vyvolává reakci, kterou vzniká větší počet molů plynné látky:**



### 3. Otevření soustavy.

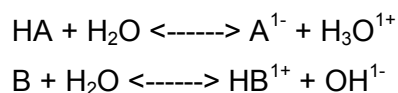
Otevřením soustavy je možné vnějším zásahem (akcí) narušit složení rovnovážné směsi přidáním nebo odebráním reaktantů (popř. přidáním nebo odebráním produktů) a tím vyvolat reakci snažící se obnovit porušenou rovnováhu. Z praktického hlediska jsou významné dva zásahy do složení soustavy: přidání reaktantů, nebo odebrání produktů.

**A) Přidáním reaktantů do rovnovážné směsi se vyvolá reakce vedoucí k odstranění nadbytečných reaktantů tak, aby poměr koncentrací produktů a reaktantů zůstal zachován (aby se obnovila chemická rovnováha). Je vyvolána přímá reakce.**

**B) Odstraněním produktů z rovnovážné směsi se vyvolá reakce vedoucí k vytvoření nového produktu a tak k obnovení původní rovnováhy. Je vyvolána přímá reakce.**

### 6.3.4. Chemická rovnováha v acidobazických reakcích.

**Pro reakce slabých kyselin a slabých zásad s vodou platí, že jejich reakce neprobíhá zcela zleva doprava, ale v soustavě se ustavuje rovnováha mezi produkty a reaktanty:**



Pro rovnovážné konstanty těchto reakcí platí:

$$K = \frac{c(\text{A}^{1-}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^{1+})}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \qquad K = \frac{c(\text{HB}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-})}{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

**Protože voda je** ve vodných roztocích kyselin a zásad zpravidla **ve značném nadbytku** ve srovnání s kyselinou nebo zásadou (roztoky bývají většinou méně koncentrované) a navíc jen malé množství vody se acidobazickou reakcí přemění na H<sub>3</sub>O<sup>1+</sup> nebo OH<sup>1-</sup> (přímá reakce probíhá jen v nepatrném rozsahu), **lze její látkové množství v soustavě považovat za konstantní** (její "úbytek" je po dosažení chemické rovnováhy ve srovnání s výchozím stavem zanedbatelný). Proto platí:

$$K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{A}^{1-}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^{1+})}{c(\text{HA})} \qquad K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{HB}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-})}{c(\text{B})}$$

Součin „konstant“ K · c(H<sub>2</sub>O) lze nahradit výslednými konstantami K<sub>HA</sub> a K<sub>B</sub>:

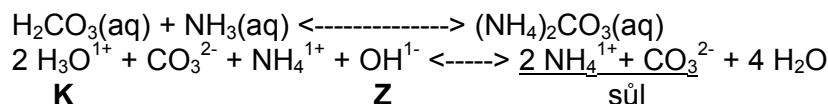
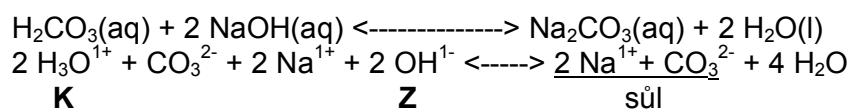
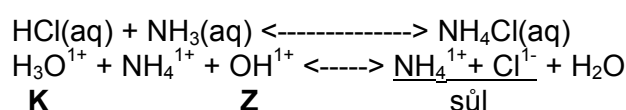
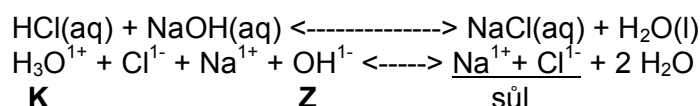
$$K_{\text{HA}} = \frac{c(\text{A}^{1-}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^{1+})}{c(\text{HA})} \qquad K_{\text{B}} = \frac{c(\text{HB}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-})}{c(\text{B})}$$

Konstanty  $K_{HA}$  a  $K_B$  se nazývají **disociační konstanty** kyseliny ( $K_{HA}$ ) a zásady ( $K_B$ ). Protože to jsou rovnovážné konstanty, závisí na teplotě.

**Velikost disociační konstanty informuje o síle kyseliny nebo zásady ve vodném roztoku. Čím je větší je disociační konstanta, tím více produktů ( $H_3O^{1+}$  nebo  $OH^{1-}$ ) je v rovnovážné směsi a tím je kyselina nebo zásada silnější.**

### 6.3.4.1. Hydrolýza solí.

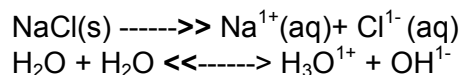
Jednou z možných reakcí, kterými vznikají soli, jsou reakce kyselin s hydroxidy ve vodném prostředí – neutralizace:



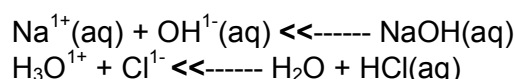
Při těchto acidobazických reakcích dochází vznikem vody k odstranění oxoniových a hydroxidových iontů a tedy k odstranění (= neutralizaci) kyselých a zásaditých účinků reaktantů. Proto **se reakce mezi kyselinou a hydroxidem nazývá neutralizace**. Z tohoto důvodu lze očekávat, že vodné roztoky solí nejsou ani kyselé ani zásadité, jsou neutrální. Skutečnost je však jiná. **Vodné roztoky některých solí jsou neutrální, vodné roztoky některých solí jsou kyselé a vodné roztoky některých solí jsou zásadité.** Příčinou je hydrolýza solí ve vodném roztoku.

**Hydrolýza soli je reakce soli s vodou za vzniku kyseliny a hydroxidu, ze kterých sůl neutralizací vznikla. Hydrolýza je zpětná reakce neutralizace.** Je zřejmé, že hydrolýza se týká solí rozpustných ve vodě, kterých je naprostá většina. Tyto soli jsou ve vodě přítomné v podobě iontů. **Reakcí kationtů a aniontů soli s vodou mohou vzniknout čtyři výsledné roztoky:**

#### 1. Sůl silné kyseliny a silného hydroxidu (zásady), (např. NaCl):

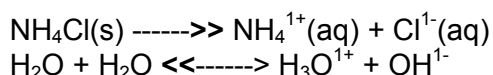


Vodný roztok obsahuje ionty  $Na^{1+}$ ,  $Cl^{1-}$ ,  $H_3O^{1+}$ ,  $OH^{1-}$ . Tyto ionty spolu reagují:

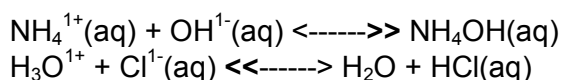


Hydrolýzou vzniká silná kyselina a silný hydroxid. Proto jsou chemické rovnováhy těchto reakcí posunuty velmi výrazně ve prospěch původních iontů. Ve vodném roztoku tak zůstane stejná koncentrace  $H_3O^{1+}$  a  $OH^{1-}$  a roztok je neutrální. **Vodné roztoky solí silných kyselin a silných zásad jsou neutrální.**

## 2. Sůl silné kyseliny a slabého hydroxidu (zásady), (např. $\text{NH}_4\text{Cl}$ ):

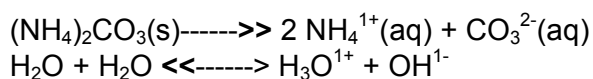


Vodný roztok obsahuje ionty  $\text{NH}_4^{1+}$ ,  $\text{Cl}^{1-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$ ,  $\text{OH}^{1-}$ . Tyto ionty spolu reagují:

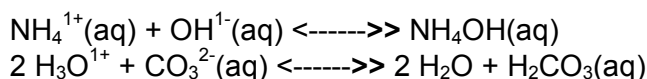


Hydrolýzou vzniká silná kyselina a slabý hydroxid. Silná kyselina je ve vodném roztoku zcela přeměněna (= disociována) na ionty  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  a  $\text{Cl}^{1-}$ . Slabý hydroxid jen velmi neochotně a v malém množství vytváří ve vodě  $\text{OH}^{1-}$ . Chemická rovnováha je výrazně posunuta ve prospěch jeho nedisociovaných molekul. Ve vodném roztoku je proto větší koncentrace oxoniových kationtů než hydroxidových aniontů a roztok je proto kyselý. **Vodné roztoky solí silných kyselin a slabých zásad jsou kyselé. Roztok soli vzniklé ze silné kyseliny a slabé zásady je tím kyselejší, čím větší je látková koncentrace soli v roztoku a čím slabší je příslušná zásada.**

## 3. Sůl slabé kyseliny a slabého hydroxidu (zásady), (např. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ):

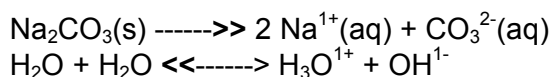


Vodný roztok obsahuje ionty  $\text{NH}_4^{1+}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$ ,  $\text{OH}^{1-}$ . Tyto ionty spolu reagují:

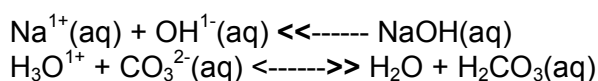


Hydrolýzou vzniká slabá kyselina a slabý hydroxid. Obě tyto látky uvolňují do roztoku jen velmi málo oxoniových a hydroxidových iontů, a protože jsou přibližně stejně slabé, je i koncentrace těchto iontů v roztoku přibližně stejná. Roztok je neutrální. **Vodné roztoky solí slabých kyselin a slabých zásad jsou přibližně neutrální.** Velikost kyselosti nebo zásaditosti závisí na rozdílnosti disociačních konstant slabé kyseliny a slabé zásady. Nezávisí však na látkové koncentraci soli v roztoku.

## 4. Sůl slabé kyseliny a silného hydroxidu (zásady), (např. $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ):



Vodný roztok obsahuje ionty  $\text{Na}^{1+}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$ ,  $\text{OH}^{1-}$ . Tyto ionty spolu reagují:



Hydrolýzou vzniká silný hydroxid a slabá kyselina. Silný hydroxid uvolňuje do roztoku velké množství  $\text{OH}^{1-}$ , slabá kyselina jen velmi málo oxoniových kationtů. Chemická rovnováha její reakce s vodou je totiž výrazně posunuta ve prospěch molekul. Ve vodném roztoku je proto větší koncentrace hydroxidových aniontů než oxoniových kationtů a roztok je zásaditý. **Vodné roztoky solí slabých kyselin a silných zásad jsou zásadité. Roztok soli vzniklý ze slabé kyseliny a silné zásady je tím zásaditější, čím větší je látková koncentrace soli v roztoku a čím slabší je příslušná kyselina.**

### 6.3.4.2. Pufry (= tlumivé roztoky).

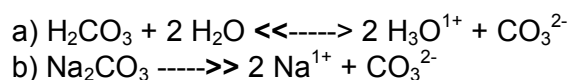
V chemické praxi (laboratorní i průmyslové) se často vyskytuje nutnost přesně nastavit pH roztoku a současně se postarat o to, aby se nastavená hodnota pH výrazně nezměnila ani po přidání silné kyseliny nebo silného hydroxidu do roztoku. K udržení stálého

(= konstantního) pH roztoku se používají látky zvané pufrý (= tlumiče). **Pufrý jsou roztoky látek s určitým pH a toto pH udržují konstantní i po přidání silné kyseliny nebo silné zásady.**

Pufrý jsou směsi. Jako pufrý se používají dva druhy směsí:

### **1. směs slabé kyseliny a její soli**, např. $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ a $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ .

Protože kyselina uhličitá je slabá kyselina a uhličitan sodný sůl, obsahuje vodný roztok této směsi velmi mnoho uhličitanových aniontů a sodných kationtů, ale velmi málo oxoniových kationtů:

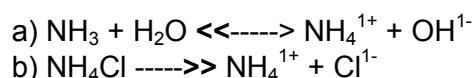


Po přidání  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  v podobě silné kyseliny, zreagují nadbytečné  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  s uhličitanovými anionty (kterých je v roztoku velmi mnoho) za vzniku velmi slabé kyseliny uhličitě a tak se z roztoku odstraní (viz reakce a). pH roztoku se proto nezmění.

Po přidání  $\text{OH}^{1-}$  v podobě silného hydroxidu budou reagovat nadbytečné  $\text{OH}^{1-}$  s oxoniovými kationty za vzniku vody. Tím se z roztoku odstraní a pH roztoku se nezmění.  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  je sice v původním roztoku pufru velmi málo, ale jejich odstraňováním reakcí s  $\text{OH}^{1-}$  se naruší chemická rovnováha reakce a) a kyselina uhličitá bude reagovat s vodou za vzniku dalších oxoniových kationtů.

### **2. směs slabé zásady a její soli**, např. $\text{NH}_3(\text{aq})$ a $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ .

Protože amoniak je slabá zásada a chlorid amonný sůl, obsahuje vodný roztok této směsi velmi mnoho chloridových aniontů, amonných kationtů, ale velmi málo hydroxidových aniontů:



Po přidání  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  v podobě silné kyseliny, zreagují nadbytečné  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  s hydroxidovými anionty za vzniku vody. Tím se z roztoku odstraní a pH roztoku se nezmění.  $\text{OH}^{1-}$  je v původním roztoku pufru sice velmi málo, ale jejich odstraňováním reakcí s  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  se naruší chemická rovnováha reakce a) a amoniak bude reagovat s vodou za vzniku dalších potřebných hydroxidových aniontů.

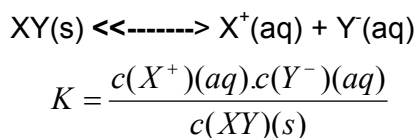
Po přidání  $\text{OH}^{1-}$  v podobě silného hydroxidu budou reagovat nadbytečné  $\text{OH}^{1-}$  s amonnými kationty, kterých je v roztoku pufru velmi mnoho, za vzniku molekul amoniaku rozpuštěného ve vodě (viz reakce a).

## **6.3.5. Chemická rovnováha ve srážecích reakcích.**



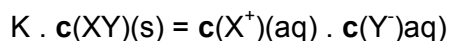
vyplývá, že **existují látky** (zpravidla soli) **velmi málo rozpustné ve vodě**. Např.  $\text{AgCl}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ . Protože neexistuje absolutně nerozpustná látka (v soustavě vždy probíhá alespoň v nepatrném rozsahu zpětná reakce [= rozpouštění sraženiny]), **je důležité vědět, v jaké míře je málo (nebo velmi málo) rozpustná látka obsažena v kapalně fázi nad sraženinou v podobě iontů (jak je daná látka rozpustná).**

**O rozpustnosti látky XY ve vodě informuje hodnota rovnovážné konstanty reakce:**





Protože látka XY je velmi málo rozpustná, lze úbytek její sraženiny (pevné fáze) rozpouštěním považovat za zanedbatelný. Proto platí:



Součin dvou „konstant“  $K \cdot c(\text{XY})(\text{s})$  lze nahradit výrazem  $K_s$

**Konstanta  $K_s$  se nazývá součin rozpustnosti.** Protože je rovnovážnou konstantou, závisí na teplotě. **Čím je hodnota součinu rozpustnosti větší, tím více je látka ve vodě rozpustná (a naopak).**

#### 6.4. Otázky a úkoly.

1. Vysvětlete příčiny energetických změn při chemické reakci.
2. Co je reakční teplo a rozpouštěcí teplo?
3. Jak se rozdělují chemické reakce podle znaménka reakčního tepla?
4. Charakterizujte exotermické a endotermické reakce.
5. Které problémy studuje chemická kinetika?
6. Které teorie formuluje chemická kinetika a jaké jsou jejich závěry?
7. Co je reakční koordináta?
8. Co je reakční rychlost?
9. Které faktory ovlivňují reakční rychlost a jak?
10. Co vyjadřuje kinetická rovnice?
11. Co jsou katalyzátory a inhibitory a jak působí na reakční rychlost?
12. Co je chemická rovnováha, a proč se vytváří v uzavřené soustavě?
13. Vysvětlete pojmy: rovnovážná směs, rovnovážná koncentrace, rovnovážná konstanta.
14. Formulujte slovně i matematicky zákon chemické rovnováhy.
15. O čem informuje hodnota rovnovážné konstanty?
16. Co jsou disociační konstanta a součin rozpustnosti a o čem informují?
17. Jakými zásahy je možné zabránit vzniku chemické rovnováhy (resp. porušit již ustávenou chemickou rovnováhu) a podpořit v soustavě přímou reakci?
18. Vysvětlete podstatu Le CHATELIEROVA principu akce a reakce.
19. Proč vodné roztoky některých solí jsou kyselé a jiné zásadité?
20. Odhadněte kyselost nebo zásaditost vodných roztoků solí: dusičnan železitý, octan sodný, chlorid draselný, síran sodný, octan amonný. O skutečnosti se přesvědčte univerzálním indikátorovým papírkem.
21. Co jsou pufrы a k čemu se používají?
22. Navrhněte složení dvou pufrů.

## OBSAH

Předmluva k třetímu vydání. ....	2
<b>I. ZÁKLADY OBECNÉ CHEMIE. ....</b>	<b>3</b>
<b>1. Úvod do studia chemie .....</b>	<b>3</b>
1.1. Základní pojmy a definice. ....	3
1.2. Vlastnosti látek, fyzikální a chemické reakce, látky a tělesa. ....	4
1.3. Soustavy látek. ....	5
1.3.1. Rozdělení a druhy soustav. ....	5
1.4. Obory chemie, význam chemie pro hospodářství státu. ....	6
1.5. Otázky a úkoly. ....	7
<b>2. Složení a stavba strukturních jednotek. ....</b>	<b>7</b>
2.1. Stavba atomu. ....	7
2.1.1. Charakteristika atomu a elementárních částic. ....	7
2.1.2. Atomové jádro, nuklidy a izotopy, radioaktivita. ....	8
2.1.3. Elektronový obal. ....	9
2.1.3.1. Charakteristika elektronového obalu. ....	9
2.1.3.2. Kvantová čísla. ....	10
2.1.3.3. Tvary orbitalů, znázorňování orbitalů a elektronů. ....	11
2.1.3.4. Pravidla výstavby elektronového obalu. ....	12
2.1.3.5. Excitované stavy atomů. ....	13
2.1.3.6. Vznik jednoatomových iontů. ....	14
2.1.3.7. Periodická soustava prvků a elektronový obal atomů. ....	15
2.1.3.7.1. Periodický zákon a uspořádání prvků do tabulky. ....	15
2.1.3.7.2. Periodický zákon a elektronová konfigurace atomů. ....	16
2.1.3.7.3. Rozdělení prvků podle druhů valenčních orbitalů. ....	17
2.1.3.7.3. Zjednodušený zápis elektronové konfigurace atomů. ....	18
2.1.4. Otázky a úkoly. ....	19
2.2. Stavba molekul. ....	20
2.2.1. Příčiny vzniku chemické vazby. ....	20
2.2.2. Kovalentní chemická vazba, podmínky vzniku kovalentní chemické vazby. ....	21
2.2.3. Koordinačně kovalentní chemická vazba. ....	22
2.2.3.1. Grafické znázornění chemické vazby. ....	23
2.2.4. Násobné vazby, vazba $\sigma$ a $\pi$ . Vaznost atomu. ....	23
2.2.5. Polarita chemické vazby. ....	24
2.2.6. Struktura víceatomových molekul, hybridizace orbitalů. ....	25
2.2.6.1. Tříatomové molekuly, hybridizace orbitalů $sp$ . ....	25
2.2.6.2. Čtyřatomové molekuly, hybridizace orbitalů $sp^2$ . ....	26
2.2.6.3. Pětiatomové molekuly, hybridizace orbitalů $sp^3$ . ....	27
2.2.6.4. Hybridizace orbitalů $s$ , $p$ , $d$ – složená hybridizace. ....	28
2.2.6.5. Hybridizace v molekulách s vazbou $\pi$ . ....	29
2.2.6.6. Pravidla hybridizace. ....	30
2.2.7. Otázky a úkoly. ....	30
<b>3. Složení a stavba látek. ....</b>	<b>31</b>
3.1. Skupenské stavy látek. ....	31
3.1.1. Charakteristika skupenských stavů. ....	32
3.2. Přitažlivé síly působící mezi strukturními jednotkami v kapalném a pevném skupenství. ....	33
3.3. Atomové krystalové struktury. ....	35

3.4. Molekulové krystalové struktury.....	36
3.5. Iontové krystalové struktury.....	36
3.6. Otázky a úkoly.....	37
<b>4. Chemické reakce.....</b>	<b>37</b>
4.1. Charakteristika a rozdělení chemických reakcí.....	37
4.2. Acidobazické reakce.....	39
4.2.1. Kyseliny a zásady.....	39
4.2.2. Síla kyselin a zásad.....	40
4.2.3. Acidobazické reakce ve vodných roztocích.....	41
4.2.4. Měření kyselosti a zásaditosti vodných roztoků.....	41
4.3. Redoxní reakce.....	42
4.4. Otázky a úkoly.....	43
<b>5. Energetické změny při chemických reakcích.....</b>	<b>44</b>
5.1. Reakční teplo, exotermické a endotermické reakce.....	44
<b>6. Chemická kinetika.....</b>	<b>46</b>
6.1. Srážková teorie a teorie aktivovaného komplexu.....	46
6.2. Rychlost chemických reakcí.....	47
6.2.1. Vliv koncentrace reaktantů na reakční rychlost.....	47
6.2.2. Vliv tlaku na reakční rychlost.....	48
6.2.3. Vliv teploty na reakční rychlost.....	48
6.2.4. Vliv mechanických zásahů na reakční rychlost.....	48
6.2.5. Vliv katalyzátorů na reakční rychlost.....	49
6.3. Chemická rovnováha.....	49
6.3.1. Zákon chemické rovnováhy.....	50
6.3.2. Význam rovnovážné konstanty.....	51
6.3.3. Faktory ovlivňující chemickou rovnováhu.....	52
6.3.4. Chemická rovnováha v acidobazických reakcích.....	53
6.3.4.1. Hydrolyza solí.....	54
6.3.4.2. Pufry (= tlumivé roztoky).....	55
6.3.5. Chemická rovnováha ve srážecích reakcích.....	56
6.4. Otázky a úkoly.....	57