MASARYKOVA UNIVERZITA
PEDAGOGICKÁ FAKULTA
Katedra fyziky, chemie a odborného vzdělávání

Tvorba úloh pro seminář z obecné chemie

Bakalářská práce

Brno 2017

vedoucí práce:
doc. Mgr. Hana Cídlová, Dr.

autor práce:
Jan Nekvapil

Prohlášení

Prohlašuji, že jsem diplomovou práci vypracoval samostatně, s využitím pouze citovaných literárních pramenů, dalších informací a zdrojů v souladu s Disciplinárním řádem pro studenty Pedagogické fakulty Masarykovy univerzity a se zákonem č. 121/2000 Sb., o právu autorském, o právech souvisejících s právem autorským a o změně některých zákonů (autorský zákon), ve znění pozdějších předpisů.

V Brně dne 30. 3. 2017 .....

Jan Nekvapil

Poděkování

Děkuji vedoucí své bakalářské práce doc. Mgr. Haně Cídlové, Dr. za cenné rady, připomínky a vstřícný přístup během konzultací. Zejména pak za čas, který mi věnovala.

Resumé

Bakalářská práce je zaměřena na vytvoření studijního materiálu, který bude podporovat výuku předmětu *Seminář z obecné chemie* na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity. Bylo vytvořeno celkem 25 kapitol řazených stejně jako studijní materiál pro předmět *Obecná chemie*. Autor této bakalářské práce má v plánu navázat na toto téma ve své diplomové práci.

Klíčová slova

seminář z obecné chemie, obecná chemie, studijní materiál, výuka

Summary

Bachelor thesis is focused on creating a study material that will support teaching of the subject *Seminar in General Chemistry* at the Faculty of Education, Masaryk University. Altogether 25 were created, that are order in accordance with the study material for the subject *General Chemistry*. The author of this bachelor thesis plans to build on this topic in his future diploma thesis.

Key words

Seminar in General Chemistry, General Chemistry, study material, education

Obsah

I. Úvod 6
II. Cíl bakalářské práce 7
III. Postup práce 8
IV. Výsledky práce 9
1. Postavení chemie v systému věd 12
2. Stavba hmoty 13
3. Základní chemické zákony 14
4. Hmotnost, množství a složení látek a soustav 18
5. Jádro atomu, radioaktivita, jaderné reakce 33
6. Modely atomu 38
7. Elektronový obal atomu, atomové orbitaly, výstavba elektronového obalu, ionty 41
8. Periodický zákon, periodická tabulka, periodicita chemických a fyzikálních vlastností prvků 45
9. Chemická vazba 49
10. Molekulové orbitaly 52
11. Metoda VSEPR 68
12. Lokalizace vazeb 75
13. Polarita vazeb 77
14. Kovalentní látky 80
15. Koordinační sloučeniny 82
16. Slabé vazebné interakce 89
17. Vazba v biopolymerech 94
18. Iontová vazba 96
19. Kovová vazba 98
20. Skupenské stavy 101
21. Základy termodynamiky 118
22. Chemická rovnováha 131
23. Roztoky a rozpustnost 140
24. Koligativní vlastnosti 145
25. Molekulární transport 148
Použitá literatura 150
V. Diskuse 154
VI. Závěr 155

I. Úvod

V současnosti je v naší republice nedostupná publikace, která by vyhovujícím způsobem podporovala výuku volitelného předmětu *Seminář z obecné chemie*, který je vyučován na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity pro studenty oboru Pedagogické asistentství chemie pro základní školy, od školního roku 2017/18 oboru Chemie se zaměřením na vzdělávání. Tento předmět je nabízen i studentům mimo mateřské obory. Seminář navazuje na povinný předmět Obecná chemie a aplikují se zde informace získané na přednášce k řešení početních nebo úvahových příkladů. Ty byly doposud bohužel čerpány ze sbírky příkladů určené pro Přírodovědeckou fakultu Masarykovy univerzity, nesoucí název *Problémy a příklady z obecné chemie a názvosloví anorganických sloučenin* (Růžička, Mezník a Toužín, 1991). V uvedené sbírce jsou příklady řazeny jinak, než odpovídá osnova přednášky z předmětu *Obecná chemie* na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity. Svou obtížností tyto příklady a úkoly taktéž neodpovídají požadavkům Pedagogické fakulty, navíc k některým příkladům není vysvětlena studentům teorie, což řadu studentů od studia odradí. Tato sbírka navíc vyšla v mnoha různých vydáních, s různým řazením příkladů, proto často dochází k omylům při zadávání příkladů a jejich zbytečnému hledání, což mimo jiné zvyšuje časové požadavky, například při zadávání samostatné práce studentům nebo při přímo ve vyučovací hodině hledání konkrétního příkladu.

Za zmínku stojí i vypsání grantového projektu FR MU č. 2017/41/MUNI/FR/1093/2016 – *Studijní materiály pro předměty Seminář z obecné chemie a Industrial Chemistry*. Autor bakalářské práce je jedním ze spoluřešitelů tohoto grantového projektu. Bakalářská práce navazuje na dříve vytvořené bakalářské nebo diplomové práce studentek Masarykovy univerzity Petry Švihelové, Miloslavy Plaché, Petry Poláškové a Kateřiny Paschové. Jmenované posluchačky vytvářely materiály zaměřené pouze k vybraným kapitolám semináře, zatímco tato bakalářská práce se snaží kapitoly zkompletovat a převést do finální podoby pro výuku.

II. Cíl bakalářské práce

Cílem práce bylo sestavit sbírku příkladů, která bude plně odpovídat potřebám studentů oboru Pedagogické asistentství chemie, od školního roku 2017/18 oboru Chemie se zaměřením na vzdělávání, Pedagogické fakulty Masarykovy univerzity. K dosažení hlavního cíle práce bylo potřeba splnit nejdříve tyto dílčí cíle:

1. Od vyučující předmětu *Seminář z obecné chemie* získat seznam příkladů ze sbírky autorů Mezník, Růžička, Toužín, používaných ve výuce na PdF MU a převést příklady do elektronické podoby.
2. Vyhledat závěrečné práce studentek, které se již problematikou sbírky příkladů pro *Seminář z obecné chemie* zabývaly, a prostudovat příslušné materiály.
3. Získané materiály vhodně roztřídit tak, aby navazovaly na již existující skripta pro výuku předmětu *Obecná chemie* a aby odpovídalo řazení kapitol.
4. Příklady rozčleněné do jednotlivých kapitol sdružit dle typu na teoretické otázky, vzorové (většinou výpočetní) příklady a příklady určené k samostatnému řešení. V případě tematicky širokých kapitol také v rámci kapitol vytvořit podkapitoly dle užších problematik.
5. Chybějící příklady po konzultaci s vyučující semináře vhodně doplnit.
6. Dle svých sil a možností část příkladů překontrolovat a upozornit na případné chyby, taktéž seskupit správné odpovědi na úlohy v podkapitolách C do závěrů těchto kapitol.
7. U vybraných ukázkových příkladů z pozice studenta posoudit, zda se autorské řešení alespoň přibližuje uvažování studentů Pedagogické fakulty Masarykovy univerzity.
8. Ověřit v praxi použitelnost některých částí připraveného materiálu přímo ve výuce předmětu *Seminář z obecné chemie* a odstranit případné nedostatky.

III. Postup práce

Práce postupovala podle následujících kroků a dle vymezených cílů:

1. Autor se během svého studia seznámil s předmětem, pro který píše tuto práci, a to jeho absolvováním v akademickém roce 2013/2014. Taktéž využíval nejednotnou studijní literaturu primárně určenou pro jinou fakultu.

2. Po získání informací od vedoucí práce byly autorem dohledány další bakalářské a diplomové práce zabývající se problematikou sbírky příkladů pro předmět *Seminář z obecné chemie*. Vždy se jednalo o výběr dílčích témat.

3. Shromážděné materiály byly autorem roztříděny dle obsahu a podle kapitol. Opakující se příklady byly zredukovány.

4. Příklady pro jednotlivé kapitoly byly autorem rozděleny podle typu na teoretické otázky (podkapitola A), vzorové (většinou výpočetní) příklady (podkapitola B) a příklady určené k samostatnému řešení (podkapitola C). Ke kapitolám C byly navíc vždy doplněny autorské výsledky (pokud chyběly).

5. Dle návrhů vedoucí bakalářské práce byly doplněny příklady, které chyběly nebo jich bylo k danému tématu málo, případně doplněna nebo opravena autorská řešení.

6. Autor práce zkompletoval všechny výsledky podkapitol C, po dohodě s vedoucí práce byla tato řešení umístěna vždy za danou kapitolou.

7. U vybraných příkladů bylo s vedoucí práce konzultováno ukázkové řešení, a to zejména otázka, zda je ukázkové řešení podle názoru autora bakalářské práce pochopitelné pro studenty. Autor vycházel ze svých zkušeností s předmětem *Seminář z obecné chemie*.

8. Autor provedl kontrolu a opravu chyb, které vznikly manipulací s příklady, kontrolu řešení podkapitol C za pomoci vedoucí bakalářské práce.

IV. Výsledky práce

Následující strany (kapitola IV) bakalářské práce obsahují víceméně kompletní sbírku obsahující úlohy pro výuku předmětu *Seminář z obecné chemie*, jejíž kompletace je hlavním výsledkem této bakalářské práce.

MASARYKOVA UNIVERZITA
PEDAGOGICKÁ FAKULTA

Cvičení z obecné chemie

Hana Cídlová,
Jan Nekvapil, Kateřina Paschová, Miloslava Plachá
a Petra Švihelová

Brno 2017

Milí čtenáři,

předkládáme vám studijní materiál, určený pro výuku předmětů *Úvod do studia chemie a přírodních věd* a *Seminář z obecné chemie*, vyučovaných na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity. Na této fakultě byla dlouho jako podklady pro výuku *Semináře z obecné chemie* využívána skripta vytvořená autory z Přírodovědecké fakulty Masarykovy univerzity: RŮŽIČKA, Antonín, Jiří TOUŽÍN a Lubomír MEZNÍK. *Problémy a příklady z obecné chemie: Názvosloví anorganických sloučenin*. 6. upr. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 1996. ISBN 80-210-1389-3.

Skripta, která nyní čtete, byla uvedeným studijním materiálem silnou měrou inspirována. Využita je však pouze část příkladů a byly doplněny jiné příklady tak, aby podklady pro výuku studentů Pedagogické fakulty co nejlépe korespondovaly s jejich přednáškou a s obsahem učebnice, která přednášku doprovází: CÍDLOVÁ, Hana, MOKRÁ, Zuzana a VALOVÁ, Barbora. *Obecná chemie*. Brno. Masarykova univerzita (připraveno k publikování). Také byla v řadě případů doplněna nová ukázková řešení příkladů, aby podle zkušeností autorů byla studentům co nejpřístupnější a nejsrozumitelnější.

Jsme si vědomi velké podobnosti s materiálem dříve vytvořeným Růžičkou et al. Problém jsme diskutovali přímo na Přírodovědecké fakultě Masarykovy univerzity. Dostupní žijící autoři proti využití a přepracování úloh z uvedené sbírky pro potřeby Pedagogické fakulty nevznesli žádné námitky.

Skripta, která právě čtete, jsou rozdělena shodně s učebnicí doprovázející přednášku z *Obecné chemie* do 25 kapitol. U tematicky rozsáhlých celků (např. Skupenské stavy) je použito ještě jemnější dělení na užší tematické okruhy. V rámci většiny kapitol jsou příklady a úkoly dále děleny do podkapitol A (otázky určené k opakování teoretických poznatků – odpovědi nejsou ve skriptech uvedeny, ale je možno je nalézt v učebnici), B (ukázkové příklady), C (příklady určené k samostatné práci) a „Výsledky“. Doufáme, že toto členění usnadní orientaci ve skriptech.

Jsme si také vědomi toho, že zejména tato první pilotní verze skript může obsahovat řadu chyb a nedostatků. Prosíme proto čtenáře o laskavost, zda by nás na chyby mohli upozornit, aby pokud možno mohly být odstraněny. Za tuto pomoc jako autoři předem děkujeme.

Za autorský kolektiv

Hana Cídlová

Jan Nekvapil

1. Postavení chemie v systému věd

A

1. Pokuste se vysvětlit rozdíl mezi vědou čistou a vědou užitou.

2. Která chemická reakce byla pravděpodobně lidstvem zvládnuta (k praktickému využití) nejdříve?

3. Které kovy využívalo lidstvo nejdříve? Pokuste se odhadnout příčiny, proč šlo právě o tyto látky.

4. Jaké byly základní cíle a přínosy alchymie?

5. Ve kterém období se začínají osamostatňovat jednotlivé přírodní vědy?

6. Stručně vysvětlete hlavní teze flogistonové teorie, její přínosy i nedostatky.

7. V 19. století se v Evropě stala chemie velmi důležitým pomocníkem určitého průmyslu. O který průmysl šlo?

8. Které jméno je spjato s počátky biochemie a základy vědeckého lékařství?

9. Uveďte jména několika nositelů Nobelovy ceny za chemii. Za jaké konkrétní objevy byli tito lidé oceněni?

10. Vyjmenujte a charakterizujte základní obory chemie.

2. Stavba hmoty

A

1. Které jsou formy hmoty?
2. Které jsou její dvě základní vlastnosti?
3. Vysvětlete rozdíl elektrickým nábojem a nábojovým číslem.
4. Co rozumíme pojmem „střední doba života“ fundamentálních částic?
5. Stručně charakterizujte stavbu atomu až na úroveň fundamentálních částic podle současného stavu vědění.
6. Uveďte základní klasifikaci fundamentálních částic do 4 kategorií.
7. V souvislosti s fundamentálními částicemi vysvětlete pojem „generace“.
8. Stručně vysvětlete Heisenbergův princip neurčitosti.

3. Základní chemické zákony

A

1. Formulujte základní slučovací zákony a jejich platnost ilustrujte na konkrétních příkladech.

2. Formulujte Avogadrův zákon a jeho použití ilustrujte na konkrétních příkladech.

3. Formulujte spojený zákon zachování hmotnosti a energie.

4. Zapište Einsteinův vztah mezi hmotnostním úbytkem a energií uniklou ze systému.

B

1. Oxid siřičitý byl připraven jednak:

   I. přímou syntézou z prvků $S + O_2 \rightarrow SO_2$ a jednak

   II. reakcí Na_2SO_3 s H_2SO_4. V prvním případě zreagovalo 48,09 g síry s kyslíkem za vzniku 96,06 g SO_2, v druhém případě bylo po analýze zjištěno, že připravený SO_2 obsahuje 50,05 % síry. Ověřte, zda naměřená data vyhovují zákonu stálých poměrů slučovacích.

Řešení:

Vypočteme poměr hmotností síry a kyslíku v SO_2 připraveném uvedenými způsoby:

$$\text{Příprava I: } \frac{m(S)}{m(O)} = \frac{m(S)}{m(SO_2) - m(S)} = \frac{48{,}09}{(96{,}09 - 48{,}09)} = 1{,}002$$

$$\text{Příprava II: } \frac{m(S)}{m(O)} = \frac{\%(S)}{\%(O)} = \frac{\%(S)}{100 - \%(S)} = \frac{50{,}05}{(100 - 50{,}05)} = 1{,}002$$

Podíl je v obou případech stejný. Naměřená data v daném případě vyhovují zákonu stálých poměrů slučovacích.

2. Na příkladu CO a CO_2 ověřte platnost zákona násobných poměrů slučovacích. Střední relativní atomové hmotnosti jsou: $\mathbf{A_r^{stř}}$ (O) = 15,9994; $\mathbf{A_r^{stř}(C)} =$ 12,011.h

Řešení:

Hmotnostní poměr C : O v obou uvažovaných látkách je:

	CO				CO_2			
	m (C)		m (O)		m (C)		m (O)	
V obou látkách stejná hmotnost uhlíku (šedé pole)	12,011	:	15,9994		12,011	:	$2 \cdot 15{,}9994$	
Poměr hmotností kyslíku připadajících na stejnou hmotnost uhlíku			15,9994	:			31,9988	
			1				2	

3. Vodík reaguje s kyslíkem podle rovnice: $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g)$.

Za předpokladu, že výtěžek této reakce je 100 % a že všechny objemy byly měřeny při téže teplotě a tlaku, vypočítejte:
a) Objemy plynů ve směsi po reakci, jestliže před reakcí bylo ve směsi 15 dm^3 vodíku a 10 dm^3 kyslíku,
b) poměr počtu molekul všech plynů před a po reakci 15 dm^3 vodíku a 10 dm^3 kyslíku.

Řešení:

a) Při reakci kyslíku s vodíkem za vzniku vody zreagují dva objemy vodíku s jedním objemem kyslíku za vzniku dvou objemů vody (stechiometrické koeficienty v rovnici zadané reakce). Zadaná počáteční množství vodíku a kyslíku jsou ale v poměru 15:10 neboli 1,5 : 1. Vodíku tedy bylo v systému před reakcí méně, než je zapotřebí pro úplné zreagování kyslíku. Proto je vodík z hlediska množství látek limitujícím faktorem, ke kterému budeme vztahovat výpočet.
Vodík zreaguje všechen, kyslíku pouze část. Zadaný počáteční objem vodíku 15 dm^3 tedy představuje 2 díly. Jeden díl je tedy 7,5 dm^3. V reakci tedy zreaguje 7,5 dm^3 kyslíku a zbude 2,5 dm^3 kyslíku nezreagovaných. Kromě toho vznikne 15 dm^3 vodní páry.
Objemy plynů po reakci budou:
V(vodík) = 0 dm^3, V(kyslík) = 2,5 dm^3, V(vodní pára) = 15 dm^3.
b) Podle Avogadrova zákona je poměr počtu molekul libovolných plynů roven poměru objemů těchto plynů, měřených za téže teploty a tlaku.
Poměr počtu molekul $H_2 : O_2 : H_2O$ před reakcí byl roven 2 : 1 : 0.
Poměr počtu molekul $H_2 : O_2 : H_2O$ po reakci byl roven 0 : 2,5 : 15 = 0 : 1 : 6

4) Zjistěte, o kolik procent klesne hmotnost reakční soustavy při vzniku 1 mol produktu:

a) u silně exotermické reakce $H_2 + ½\ O_2 \rightarrow H_2O$. Při vzniku 1 mol H_2O touto reakcí se uvolní teplo 242 kJ.

b) u jaderné fúze ${}^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He$, M($^{2}_{1}$H) = 2,0141 g mol^{-1}, M($^{4}_{2}$He) = 4,0026 g mol^{-1}

Řešení:

a) u reakce $H_2 + ½\ O_2 \rightarrow H_2O$:

$$\Delta E = \Delta m\, c^2 \Rightarrow \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{242\,000\ \mathrm{J}}{(2{,}998 \cdot 10^8\ \mathrm{m\,s^{-1}})^2} = 2{,}69 \cdot 10^{-12}\ \mathrm{kg\ na\ 1\ mol\ vzniklé\ vody}$$

Tento hmotnostní úbytek nyní převedeme na procenta:

1 mol H_2O (tj. 18 g) ……0,018 kg ……100 %

hmotnostní úbytek 2,69 10^{-12} kg…… x %

$$x = \frac{2{,}69 \cdot 10^{-12}\ \mathrm{kg}}{0{,}018\ \mathrm{kg}}\ 100\ \% = \underline{1{,}5 \cdot 10^{-8}\ \%}$$

Hmotnostní úbytek u této chemické reakce činí 1,5 · 10^{-8} %.

b) u jaderné fúze $^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He$

	součet hmotností reaktantů		skutečná hmotnost produktů
	$^{2}_{1}H$	+ $^{2}_{1}H$	$\rightarrow$ $^{4}_{2}He$
1 mol	2,0141 g	2,0141 g	4,0026 g

4,028 2 g

$\Delta m = 4{,}0282 - 4{,}0026 = 0{,}0256$ g na 1 mol He

Tento hmotnostní úbytek převedeme nyní na procenta:

1 mol He ……4,0026 g ……100 %

hmotnostní úbytek 0,0256 g.……x %

$$x = \frac{0{,}025\,6\ \text{g}}{4{,}002\,6\ \text{g}} \cdot 100\ \% = \underline{0{,}64\ \%}$$

Hmotnostní úbytek u tohoto jaderného děje činí 0,64 %.

C

1. Hmotnostní poměr vodíku ke kyslíku ve vodě je 1 : 7,94. Zreaguje na vodu beze zbytku 5,0 g H_2 s 30,0 g O_2?

2. Jeden dm^3 chloru zreaguje beze zbytku s 1 dm^3 vodíku. Zreaguje beze zbytku 1 kg chloru s 1 kg vodíku? Pokud ne, který plyn po reakci přebude? Kolik ho přebude?

3. Různými způsoby byly připraveny tři různé vzorky téže sloučeniny prvku X s prvkem Y. První vzorek obsahoval 35,9 % X a 64,1 % Y, druhý vzorek obsahoval 4,20 g X a 7,50 g Y a 2,00 g třetího vzorku vzniklo reakcí 0,718 g X s prvkem Y. Ověřte, zda naměřená data vyhovují zákonu stálých poměrů slučovacích pro sloučeninu prvku X s prvkem Y.

4. Jaký je při teplotě 20 °C a tlaku 100 kPa poměr počtu molekul v těchto objemech plynu?
   1 dm^3 O_2, 0,5 dm^3 H_2, 4 dm^3 SO_2, 3 dm^3 HCN a 1 dm^3 C_2H_6?

5. Při vysoké teplotě a za přítomnosti platinového katalyzátoru reaguje amoniak s kyslíkem za vzniku oxidu dusnatého a vodní páry:
   $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O\ (g)$.
   Kolik dm^3 kyslíku zreaguje za uvedených podmínek s 1 dm^3 amoniaku a kolik dm^3 oxidu dusnatého a vodní páry vznikne? Objemy všech látek byly měřeny za stejné teploty a tlaku.

Výsledky:

1. zreaguje pouze 3,78 g H_2
2. nezreaguje, přebude vodík, zbyde ho 971,5 g
3. ve všech připravených vzorcích je hmotnostní poměr X:Y = 0,56
4. 1 : 0,5 : 4 : 3: 1
5. 1,25 dm^3 O_2; 1,0 dm^3 NO; 1,5 dm^3 H_2O (g)

4. Hmotnost, množství a složení látek a soustav

A

1. Definujte tyto pojmy: atomová hmotnostní konstanta, relativní atomová a molekulová hmotnost, střední relativní atomová hmotnost, Avogadrova konstanta, mol.

2. Uveďte vzorce, vysvětlete symboly: molární objem, látková koncentrace, molární zlomek, hmotnostní procenta, objemová procenta, směšovací rovnice.

B

Relativní atomová hmotnost

1. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost nuklidu $^{40}\mathbf{Ca}$, víte-li, že hmotnost jednoho atomu tohoto nuklidu je $6{,}635 \cdot 10^{-26}$ kg.

Řešení:

Relativní atomová hmotnost nuklidu udává, kolikrát je atom daného nuklidu těžší než atomová hmotnostní jednotka m_u.

$A_r(X) = \frac{m(X)}{m_u}$, kde $m_u = 1{,}66 \cdot 10^{-27}$ kg

V tomto případě:

$$\mathrm{Ar}(^{40}\mathrm{Ca}) = \frac{\mathrm{m}(^{40}\mathrm{Ca})}{\mathrm{m_u}} = \frac{6{,}635 \cdot 10^{-26}\ \mathrm{kg}}{1{,}66053 \cdot 10^{-27}\ \mathrm{kg}} = 39{,}96$$

Relativní atomová hmotnost nuklidu ^{40}Ca je 39,96.

2. Přírodní bor obsahuje 19,8 % nuklidu $^{\mathbf{10}}\mathbf{B}$ a 80,2 % nuklidu $^{\mathbf{11}}\mathbf{B}$. Relativní atomové hmotnosti těchto nuklidů jsou $A_r(^{\mathbf{10}}\mathbf{B}) = 10{,}0129$ a $A_r(^{\mathbf{11}}\mathbf{B}) = 11{,}0093$. Určete střední relativní atomovou hmotnost přírodního boru.

Řešení:

Platí: $A_r^{stř} = A_{r_1} \cdot x_1 + A_{r_2} \cdot x_2 + \ldots$

kde Ar_i jsou relativní atomové hmotnosti jednotlivých nuklidů tvořících směs, x_i jsou molární zlomky jednotlivých nuklidů tvořících směs.

$$x_i = \frac{P_i}{100},$$

kde P_i je procentuální obsah daného nuklidu v prvku (vztaženo na počet atomů)

Po dosazení:

$$A_r^{stř}(B) = \frac{A_r(^{10}B)}{100} \cdot \frac{P(^{10}B)}{100} \cdot \frac{A_r(^{11}B)}{100} \cdot \frac{P(^{11}B)}{100} = \frac{10{,}0129 \cdot 19{,}8 + 11{,}093 \cdot 80{,}2}{100}$$

$$A_r^{stř}(B) = 10{,}81$$

Střední relativní atomová hmotnost přírodního boru je 10,81.

Molární hmotnost, 1 mol

3. Vypočítejte molární hmotnost vody H_2O.

Řešení:

Relativní molekulová hmotnost vypočtená součtem relativních atomových hmotností (s přihlédnutím k počtu atomů jednotlivých prvků v molekule) je číselně rovna molární hmotnosti této látky, vyjádřené v jednotkách g mol^{-1}.

M_r (H_2O) = 2 · A_r (H) + 1 · A_r (O) = 2 · 1,01 + 1 · 16,00 = 18,02

Molární hmotnost vody je 18,02 g mol^{-1}.

4. Určete hmotnost 3 mol amoniaku NH_3.

Řešení:

Za pomoci středních relativních atomových hmotností určíme střední relativní molekulovou hmotnost NH_3. Tu následně převedeme úměrou z množství 1 mol na množství 3 mol.

$M_r^{stř}$ (NH_3) = $A_r^{stř}$ (N) + 3 · $A_r^{stř}$ (H) = 14,01 + 3 · 1,01 = 17,04

Molární hmotnost NH_3 je 17,04 g mol^{-1}.

Látkové množství 1 mol NH_3 má hmotnost 17,04 g.

Látkové množství 3 mol NH_3 má hmotnost 3 · 17,04 g = 51,12 g.

Hmotnost 3 mol amoniaku je 51,12 g.

5. a) Jaké látkové množství představuje 100 g benzenu?

   b) Kolik molekul obsahuje 100 g benzenu?

   c) Kolik atomů obsahuje 100 g benzenu? $M_r(\mathbf{C}_6H_6)$ = 78,113.

Řešení:

a) Molární hmotnost benzenu je číselně rovna $M_r^{stř}$ (benzen) uvedené v jednotkách g mol^{-1}.

Tedy M (benzen) = 78,113 g mol^{-1} neboli 1 mol benzenu má hmotnost 78,113 g. Látkové množství benzenu ve 100 g benzenu vypočítáme úměrou:

78,113 g……1 mol

100 g …….x mol

$$x = \frac{1 \cdot 100}{78{,}113} = 1{,}28 \text{ mol}$$

Zjistili jsme, že 100 g benzenu představuje 1,28 mol benzenu.

b) 1 mol částic obsahuje $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ částic

1 mol benzenu obsahuje…….. $6{,}022 \cdot 10^{23}$ molekul benzenu

1,28 mol benzenu obsahuje……. y molekul benzenu

$y = 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}28 = 7{,}708 \cdot 10^{23}$

Vypočítali jsme, že 100 g benzenu obsahuje $7{,}708 \cdot 10^{23}$ molekul benzenu.

c) 1 molekula benzenu obsahuje 12 atomů. 100 g benzenu obsahuje $7{,}708 \cdot 10^{23}$ molekul benzenu, což představuje celkem $9{,}250 \cdot 10^{24}$ atomů.

Vypočítali jsme, že 100 g benzenu obsahuje $9{,}250 \cdot 10^{24}$ atomů.

6. Určete látkové množství NaOH o hmotnosti 120 g.

Řešení:

$M(NaOH) = M(Na) + M(O) + M(H) = (22{,}99 + 16{,}00 + 1{,}01)\ g\ mol^{-1} = 40{,}00\ g\ mol^{-1}$

40,00 g NaOH…….1 mol

120 g NaOH..…….x mol

———————————

$$x = \frac{1 \cdot 120}{40} = 3\ mol$$

NaOH o hmotnosti 120 g představuje 3 mol NaOH.

Koncentrace roztoků

7. Vypočítejte látkovou koncentraci kyseliny sírové (H_2SO_4) ve 2 dm^3 roztoku, který obsahuje 0,5 mol rozpuštěné kyseliny sírové.

Řešení:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0{,}5\ mol}{2\ dm^3} = 0{,}25\ mol\ dm^{-3}$$

Látková koncentrace kyseliny sírové v roztoku je 0,25 mol dm^{-3}.

8. Vypočítejte látkové množství hydroxidu sodného v 250 cm^3 roztoku, který má koncentraci 4 mol dm^{-3}.

Řešení:

$$c = \frac{n}{V}$$

odtud: $n = V \cdot c$

$V = 250\ cm^3 = 0{,}25\ dm^3$

$n = V \cdot c = 0{,}25\ dm^3 \cdot 4\ mol\ dm^{-3} = 1\ mol$

Látkové množství hydroxidu sodného v roztoku je 1 mol.

9. Látkové množství 0,5 mol kyseliny sírové bylo rozpuštěno ve vodě a vznikl tak roztok, který má koncentraci 2 mol dm^{-3}. Vypočtěte objem tohoto roztoku.

Řešení:

$$c = \frac{n}{V}$$

$Odtud\ V = \frac{n}{c}$

dosadíme do vzorce: $V = \frac{n}{c} = \frac{0{,}5}{2} = 0{,}25\ \text{mol dm}^{-3}$

Objem roztoku kyseliny sírové je 0,25 dm^3.

10. Kolik gramů NaCl je potřeba k přípravě 2 dm^3 roztoku, který by měl koncentraci 0,5 mol dm^{-3}?

Řešení:

Spojíme vztahy $c = \frac{n}{V}$ $n = \frac{m}{M}$ dostaneme $c = \frac{m}{M \cdot V}$

odtud plyne $m = V \cdot c \cdot M$.

Molární hmotnost NaCl je M = M (Na) + M (Cl) = 58,44 g mol^{-1}.

Dosadíme číselně: $m = 2\ dm^3 \cdot 0{,}5\ \text{mol dm}^{-3} \cdot 58{,}44\ \text{g mol}^{-1} = 58{,}44\ \text{g}$

Pro přípravu uvedeného roztoku potřebujeme 58,44 g NaCl.

11. Rozpustili jsme 70,5 g KOH ve 200 cm^3 H_2O. Kolik hmotnostních procent KOH obsahuje vzniklý roztok?

Řešení:

Předpokládáme, že 1 cm^3 vody má hmotnost 1 g.

celek (KOH + H_2O)……	(70,5 + 200) g = 270,5 g	……	100 %
část (KOH) …….	70,5 g	……	x %

$\frac{70{,}5}{270{,}5} = \frac{x}{100} \Rightarrow x = 26{,}1\ \%$

Připravený roztok bude obsahovat 26,1 % KOH.

Ředění a směšování roztoků bez vyvolání chemické reakce

12. Kolik gramů pevného KIO_3 musíme přidat ke 200 g 10% vodného roztoku KIO_3, abychom připravili 22% roztok KIO_3?

Řešení:

Roztok se skládá pouze ze dvou látek: KIO_3 a H_2O. Hmotnost vody se během experimentu nemění. Na začátku práce ale voda představuje (100 – 10) = 90 % roztoku, zatímco na konci pouze (100 – 22) = 78 % roztoku.

Na počátku jsme měli 200 g roztoku, z nějž voda představovala 90 %, hmotnost vody tedy byla:

100 % (roztok)…….200 g roztoku

90 % (voda)..……..….x g

$\frac{x}{200} = \frac{90}{100} \Rightarrow x = 180\ \text{g vody.}$

Kromě toho soustava obsahovala (200 – 180)g = 20 g KIO_3.

Po přidání KIO_3 bude hmotnost vody stále 180 g, ale bude tvořit pouze 78 % soustavy, zatímco KIO_3 bude představovat 22 % soustavy. Z toho určíme jeho celkovou hmotnost:

180 g … 78 %

x g …….22 %

_____

$$\frac{x}{180} = \frac{22}{78} \Rightarrow x = 50{,}77\ \text{g}$$

Z toho na začátku bylo v soustavě 20 g KIO_3. Přidáno tedy bylo (50,77 – 20) = 30,77 g KIO_3.

Pro potřebnou úpravu koncentrace roztoku je nutno přidat k roztoku přibližně 31 g KIO_3.

13. Kolik cm^3 vody je nutno odpařit z 200 g 25% roztoku NaBr, abychom jej zahustili na 43% roztok?

Řešení:

Postupujeme analogicky jako v předchozím příkladu. Tentokrát se úpravou koncentrace nemění hmotnost NaBr. Původní roztok obsahoval:

200 g (celý roztok)…100 %

x g (pouze NaBr).....…25 %

$$\frac{x}{200} = \frac{25}{100} \Rightarrow x = 50\ \text{g NaBr a zbytek, tedy } 200 - 50 = 150\ \text{g vody.}$$

Po zahuštění roztok bude nadále obsahovat 50 g NaBr, což bude představovat 43 % hmotnosti celé soustavy a voda bude představovat nyní 100 – 43 = 57 % hmotnosti soustavy.

43%..... 50 g

57%.....x g

_____

$$\frac{57}{43} = \frac{x}{50} \Rightarrow x = 66{,}23\ \text{g vody.}$$

Na počátku bylo v soustavě 150 g vody, po odpaření části vody již pouze 66,23 g. Odpařit tedy bude nutno 150 – 66,23 = 83,77 g H_2O.

Pro zahuštění roztoku na požadovanou koncentraci bude nutno odpařit přibližně 84 g vody, neboli 84 cm^3 vody.

14. Ke 40 cm^3 vody bylo přidáno 50 cm^3 32% roztoku NaBr o hustotě ρ = 1,308 g cm^{-3}. Kolik procent NaBr obsahoval vzniklý roztok?

Řešení:

Původní roztok NaBr obsahoval 32 % NaBr.

Hmotnost tohoto roztoku byla $\rho = \frac{m}{V}$; $m = \rho \cdot V = 1{,}308\ g\,cm^{-3} \cdot 50\ cm^3 = 65{,}4\ g$

Z této hmotnosti představoval NaBr 32 %:

65,4 g ..… 100 %

x g ……..32 %

$\frac{x}{65{,}5} = \frac{32}{100} \Rightarrow x = 20{,}928$ g NaBr a 65,4 – 20,928 = 44,472 g vody.

Po přidání vody roztok stále obsahoval 20,928 g NaBr, ale již 44,472 + 40 = 84,472 g vody.

(84,472 + 20,928) g = 105,4 g ……100 %

20,928 g ……..y %

---

y = 19,86 %

Naředěný roztok obsahoval 19,86 % NaBr.

15. Jaká je procentuální koncentrace roztoku, který vznikl smícháním 100 cm^3 96% kyseliny sírové (ρ = 1,8355 g cm^{-3}) a 50 cm^3 10% kyseliny sírové (ρ = 1,0661 g cm^{-3})?

Řešení:

Nejprve určíme hmotnost každého z obou roztoků.

$\rho = \frac{m}{V}$, odtud $m = \rho \,.\, V$

Pro 96% H_2SO_4: m_1 = 1,8355 g cm^{-3} · 100 cm^3 = 183,55 g

Pro 10% H_2SO_4: m_2 = 1,0661 g cm^{-3} · 50 cm^3 = 53,31 g

Obsah H_2SO_4 v každém z obou roztoků určíme úměrou:

Pro 96% H_2SO_4:

celý roztok… 100 %...183,55 g

H_2SO_4 …… 96 %.....x g

$x = \frac{183{,}55\,.\,96}{100} = 176{,}2$ g

Pro 10% H_2SO_4:

celý roztok… 100 %.....53,31 g

H_2SO_4 …… 10 %.....y g

$y = \frac{53{,}31\,.\,10}{100} = 5{,}331$ g

Po slití obou roztoků bude celková hmotnost soustavy 183,55 + 55,31 = 238,86 g. Hmotnost H_2SO_4 v soustavě bude 176,2 + 5,331 = 181,531 g.

Soustava tedy nyní bude obsahovat $\frac{181,531}{238,86} \cdot 100 = 76,0$ % H_2SO_4

Koncentrace H_2SO_4 ve výsledném roztoku bude 76,0 %.

Výpočty z chemického vzorce

16. Jakou hmotnost má olovo, které je obsaženo v 1000 g galenitu PbS?

Řešení:

Příklad řešíme pomocí úměry:

	PbS	Pb
molární hmotnost (g mol^{-1})	239……	207
skutečná hmotnost (g)	1000…….……	x

$$\frac{x}{207} = \frac{1000}{239} \Rightarrow x = 866,1 \text{ g}$$

Olovo obsažené v 1000 g PbS má hmotnost 866,1 g.

17. Kolik procent vodíku obsahuje voda?

Řešení:

Využijeme úměru:

$M(H_2O) = 18,02$ g mol^{-1}

$M(H) = 1,01$ g mol^{-1}

18,02 g (1 mol) H_2O	……...	100 %
2 · 1,01 g H	……...	x %

$$\frac{x}{100} = \frac{2 \cdot 1,01}{18,02} \Rightarrow x = 11,2 \%$$

Voda obsahuje 11,2 procent vodíku.

18. Uhlí v určitém ložisku obsahuje 3 % pyritu FeS_2 jako příměsi. Pro zjednodušení budeme předpokládat, že obsah síry v uhlí pocházející z jiných látek oproti FeS_2 je zanedbatelný. Odhadněte obsah síry obsažené v 1 tuně tohoto uhlí.

Řešení:

Nejprve určíme hmotnost FeS_2 v 1 tuně uhlí. Poté úměrou zjistíme, kolik síry toto množství FeS_2 obsahuje. 1 tuna = 1000 kg

100 % (uhlí s pyritem) …. 1000 kg

3 % (pyrit) ……...x kg

$$\frac{3}{100} = \frac{x}{1000} \Rightarrow x = 30 \text{ kg}$$

V 1 tuně uhlí je obsaženo 30 kg pyritu z FeS_2.

1 mol (= 120 g) FeS_2..... obsahuje 2 mol S (= 2 · 32,07 = 64,14 g S)

30 kg FeS_2....obsahuje.....y kg S

$$\frac{30 \text{ kg}}{120 \text{ g}} = \frac{y \text{ kg}}{64{,}14 \text{ g}} \Rightarrow y = 16{,}04 \text{ kg}$$

V 1 tuně uhlí z tohoto ložiska je obsaženo přibližně 16 kg síry pocházející z pyritu FeS_2.

19. Určitá sloučenina obsahuje 49,31 procent uhlíku, 43,79 procent kyslíku a 6,90 procent vodíku. Molární hmotnost této látky je 146,16 g mol^{-1}. Určete molekulový vzorec této látky.

Řešení:

Předpokládejme, že látka má molekulový vzorec $C_xO_yH_z$, kde x, y, z jsou stechiometrické koeficienty, které máme určit.

Nejprve určíme vztah mezi celkovou molární hmotností dané látky, koeficienty x, y, z a procentuální zastoupení jednotlivých prvků:

1 mol $C_xO_yH_z$	…	146,16 g	…	100,00 %
x mol C	…	x . 12,01 g	…	49,31 %
y mol O	…	y . 16,00 g	…	43,79 %
z mol H	…	z . 1,01	…	6,90 %

$$\frac{x \,.\, 12{,}01}{146{,}16} = \frac{49{,}31}{100} \Rightarrow x = 6{,}00$$

$$\frac{y \,.\, 16{,}00}{146{,}16} = \frac{43{,}79}{100} \Rightarrow y = 4{,}00$$

$$\frac{z \,.\, 1{,}01}{146{,}16} = \frac{6{,}90}{100} \Rightarrow z = 9{,}99$$

Molekulový vzorec dané látky je $C_6O_4H_{10}$.

Výpočty z chemických rovnic

20. Určete, kolik gramů H_2 se připraví reakcí 100 g Zn s nadbytkem kyseliny chlorovodíkové HCl podle rovnice $2\,HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.

Řešení:

Řešíme úměrou. Zápis provádíme přímo pod chemické vzorce do příslušné chemické rovnice:

	2 HCl +	Zn	→	$ZnCl_2$	+	H_2
množství dle chemické rovnice		65,39 g	……..			2,02 g
množství dle zadání příkladu		100 g	……..			x g

$$\frac{100}{65{,}39} = \frac{x}{2{,}02} \Rightarrow x = 3{,}09$$

Ze 100 g Zn připravíme za uvedených podmínek 3,09 g vodíku H_2.

21. Reakce NaOH s kyselinou chlorovodíkovou probíhá podle rovnice

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$.

Jaký objem NaOH o koncentraci 0,5 mol dm^{-3} beze zbytku zreaguje s HCl obsaženou ve 20 cm^3 jejího roztoku o koncentraci 1 mol dm^{-3}?

Řešení:

Použijeme definici látkové koncentrace $c = \frac{n}{V} \Rightarrow n = V \,.\, c,$

vypočteme látkové množství HCl použité pro tuto reakci: $n = V \,.\, c = 0{,}02\ dm^3$.

1 mol dm^{-3} = 0,02 mol

	NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H_2O
množství dle chemické rovnice	1 mol….		1 mol				
množství dle zadání příkladu	x mol….		0,02 mol				

$$\frac{x}{1} = \frac{0{,}02}{1} \Rightarrow x = 0{,}02 = n(NaOH)$$

Dle definice látkové koncentrace nyní určíme potřebný objem roztoku NaOH:

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{0{,}02\ \text{mol}}{0{,}5\ \text{mol dm}^{-3}} = 0{,}04\ dm^3 = 40\ cm^3$$

Potřebujeme 40 cm^3 tohoto roztoku NaOH.

22. Při titraci 30 cm^3 Na_2CO_3 bylo pro dosažení bodu ekvivalence spotřebováno 20 cm^3 roztoku HCl o koncentraci 0,5 mol dm^{-3}. Jaká byla látková koncentrace titrovaného roztoku Na_2CO_3? Reakce probíhá podle rovnice

$Na_2CO_3 + 2\ HCl \rightarrow 2\ NaCl + CO_2 + H_2O$

Řešení:

Postupujeme analogicky jako v předchozím příkladu. Rozdíl je pouze v tom, že nyní se v reakci vyskytují jiné stechiometrické koeficienty. Nejprve vypočteme látkové množství spotřebované HCl: $c = \frac{n}{V} \Rightarrow n = V \cdot c \Rightarrow n = 0{,}5$ mol $dm^{-3} \cdot 0{,}02\ dm^3 = 0{,}01$ mol

$Na_2CO_3 + 2\ HCl \rightarrow 2\ NaCl + CO_2 + H_2O$

množství dle chemické rovnice	1 mol….	2 mol
množství dle zadání příkladu	x mol...	0,01 mol

$$\frac{x}{1} = \frac{0{,}01}{2}$$

x = 0,005 mol Na_2CO_3

Dále pokračujeme využitím vztahu $c = \frac{n}{V}$. Dosazením $c = \frac{0{,}005\ \text{mol}}{0{,}03\ \text{dm}^3}$ = 0,17 mol dm^{-3}.

Látková koncentrace roztoku Na_2CO_3 před zahájením titrace byla přibližně 0,17 mol dm^{-3}.

C

Relativní atomová hmotnost

1. Relativní atomová hmotnost nuklidu $^{238}_{92}U$ je 238,051. Kolikrát je hmotnost jednoho atomu $^{238}_{92}U$ větší než hmotnost jednoho atomu $^{12}_{6}C$?

2. Kolikrát těžší je atom hořčíku než atom nuklidu uhlíku $^{12}_{6}C$?

3. Hmotnost jednoho atomu prvku X je rovna hmotnosti patnácti atomů nuklidu $^{12}_{6}C$. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost prvku X.

4. Hmotnost jednoho atomu nuklidu $^{35}_{17}Cl$ je $5{,}806 \cdot 10^{-26}$ kg, hmotnost jednoho atomu nuklidu $^{37}_{17}Cl$ je $6{,}138 \cdot 10^{-26}$ kg. Přírodní chlor obsahuje 75,4 % nuklidu $^{35}_{17}Cl$ a 24,6 % nuklidu $^{37}_{17}Cl$. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost přírodního chloru.

5. Přírodní gallium je směsí nuklidů $^{69}_{31}Ga$ a $^{71}_{31}Ga$ o relativních atomových hmotnostech 68,9257 a 70,9248. Vypočítejte procentuální zastoupení obou nuklidů v přírodním galliu, je-li relativní atomová hmotnost $A_r^{str}(Ga) = 69{,}72$.

6. Hmotnost jednoho atomu nuklidu $^{12}_{6}C$ je $1{,}99 \cdot 10^{-26}$ kg a atomu nuklidu $^{19}_{9}F$ je $3{,}15 \cdot 10^{-26}$ kg. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost $^{19}_{9}F$.

7. Vypočítejte střední relativní molekulovou hmotnost chloroformu $CHCl_3$, jestliže střední relativní atomové hmotnosti jsou $A_r^{str}(C) = 12{,}011$, $A_r^{str}(H) = 1{,}0077$ a $A_r^{str}(Cl) = 35{,}453$.

Molární hmotnost, 1 mol

8. Vypočítejte molární hmotnost

   a) P_4 b) S_8

   c) F_2 d) N_2

   e) O_2 f) H_2O_2

   g) HNO_3

9. Vypočítejte hmotnost 5 mol:

a) vodíku H_2
b) ozonu O_3
c) vody H_2O
d) kyseliny uhličité H_2CO_3

10. Vypočítejte látkové množství:
a) P_4 v 10 g fosforu
b) S_8 v 10 g síry
c) F_2 v 10 g fluoru
d) P v 10 g fosforu
e) NaOH v 80 g NaOH

11. Vypočítejte průměrnou hmotnost, k výpočtu použijte molární hmotnost látek:
a) jednoho atomu H
b) jednoho atomu O
c) jednoho atomu U
d) jedné molekuly CH_3OH

12. Kolik atomů mědi je obsaženo ve 20 g Cu?

13. Vypočítejte, kolik je v 5,0 g kyslíku
a) atomů kyslíku
b) molekul kyslíku
c) molů kyslíku

14. Vypočítejte, kolik atomů uhlíku je obsaženo ve 32 gramech acetylidu vápenatého (CaC_2).

15. Vypili jste 300 ml vody. Jaké látkové množství H_2O to představuje?

16. K obědu ve školní jídelně jste měli fazolovou polévku. Tu jste si osolili 1 g kuchyňské soli (NaCl). Jaké látkové množství soli rozpuštěné v polévce jste snědli?

17. Maminka pekla před vánoci perníčky, do kterých přidala 3 g jedlé sody ($NaHCO_3$). Vypočítejte, jaké látkové množství jedlé sody obsahovalo těsto na perníčky.

Koncentrace roztoků

18. Kyselina chlorovodíková má ve vodném roztoku látkovou koncentraci 1,5 mol dm^{-3} a objem tohoto roztoku je 150 cm^3. Jaké látkové množství HCl tento roztok obsahuje?

19. Jaký objem roztoku lze připravit z 0,5 mol KOH, má-li mít tento roztok koncentraci 0,5 mol dm^{-3}?

Ředění a směšování roztoků bez vyvolání chemické reakce

20. Kolik cm^3 vody musíme přidat k 180 cm^3 35% roztoku HCOOH o hustotě ρ = 1,0847 g cm^{-3}, aby vznikl 20% roztok (ρ = 1,0488 g cm^{-3})? Jaký bude objem vzniklého roztoku?

21. Jaká bude koncentrace roztoku, který vznikl smícháním 1 litru 10% roztoku K_2CO_3 o $\rho = 1{,}09$ g cm^{-3} s 2 kg 20% roztoku K_2CO_3 a 2 litry 30% roztoku K_2CO_3 o $\rho = 1{,}30$ g cm^{-3}?

22. Kolik gramů NaCl je nutno přidat k 1 litru 10% roztoku NaCl o hustotě $\rho = 1{,}0707$ g cm^{-3}, aby vznikl 20% roztok o $\rho = 1{,}1478$ g cm^{-3}? Jaký bude objem vzniklého roztoku?

23. Na jaký objem musí být zředěno 5 cm^3 6% roztoku K_2SO_4 o $\rho = 1{,}0477$ g cm^{-3}, aby 1 cm^3 vzniklého roztoku obsahoval 5 mg draslíku?

24. Kolik cm^3 96% roztoku H_2SO_4 o $\rho = 1{,}8355$ g cm^{-3} a kolik cm^3 vody potřebujeme na přípravu 1 litru 20% roztoku H_2SO_4 o $\rho = 1{,}1394$ g cm^{-3}?

25. Roztok HNO_3 (160 g, koncentrace 40 %, hustota $\rho = 1{,}2463$ g cm^{-3}) byl přidáním 5% roztoku HNO_3 o $\rho = 1{,}0256$ g cm^{-3} zředěn na 15% roztok HNO_3. Vypočítejte, kolik cm^3 5% roztoku HNO_3 bylo na ředění použito.

26. Kolik cm^3 roztoku o koncentraci $c = 1{,}5$ mol dm^{-3} je nutno přidat ke 2 litrům roztoku téže látky o koncentraci $c = 0{,}1$ mol dm^{-3}, abychom získali roztok o koncentraci $c = 0{,}2$ mol dm^{-3}?

27. Kolik cm^3 roztoku H_2SO_4 o koncentraci $c = 0{,}125$ mol dm^{-3} je možno připravit ředěním 25 cm^3 roztoku H_2SO_4 o koncentraci $c = 4$ mol dm^{-3} vodou?

Výpočty z chemického vzorce

28. Hemoglobin má relativní molekulovou hmotnost $6{,}8.10^4$ a obsahuje asi 0,33 % Fe. Kolik atomů Fe obsahuje jedna molekula hemoglobinu?

29. Kolik procent kyslíku a uhlíku obsahuje CO_2?

30. Kolik kilogramů železa je obsaženo v 1000 kg Fe_2O_3?

31. Kolik gramů vody obsahuje 100 g pentahydrátu síranu měďnatého $CuSO_4 \cdot 5H_2O$?

32. Vypočtěte, kolik gramů vodíku je obsaženo v 15 g amoniaku NH_3.

Výpočty z chemických rovnic

33. Reakcí uhličitanu vápenatého $CaCO_3$ s kyselinou dusičnou HNO_3 vzniká dusičnan vápenatý $Ca(NO_3)_2$. Kolik gramů dusičnanu vápenatého připravíte, když použijete 200 g uhličitanu vápenatého a nadbytek HNO_3?
Reakce probíhá podle rovnice: CaCO3 + 2 HNO3 → Ca(NO3)2 + H2O + CO2.

34. Železo se připravuje aluminotermicky reakcí oxidu železitého Fe_2O_3 s hliníkem. Kolik g oxidu železitého potřebujete na přípravu 60 g železa?
Reakce probíhá podle rovnice: $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2\,Fe$.

35. Bromid stříbrný je látka důležitá ve fotografickém průmyslu. Připravuje se reakcí dusičnanu stříbrného a bromidu draselného. Jaký nejmenší objem (cm^3) dusičnanu stříbrného s koncentrací 0,1 mol dm^{-3} musíme použít, aby došlo

k vysrážení veškerého AgBr z 20 cm^3 roztoku bromidu draselného o koncentraci 0,2 mol dm^{-3}? Srážecí reakce probíhá podle rovnice
$AgNO_3 + KBr \rightarrow AgBr + KNO_3$.

36. Kolik gramů uhličitanu sodného Na_2CO_3 je třeba navážit, aby spotřeba při titraci kyselinou chlorovodíkovou HCl o koncentraci 0,5 mol dm^{-3} byla 20 cm^3? Titrace probíhá podle rovnice $Na_2CO_3 + 2\ HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$.
37. Při neutralizaci hydroxidu draselného KOH roztokem kyseliny sírové H_2SO_4 o určité koncentraci byla navážka tohoto hydroxidu 5,6 g, přičemž spotřeba H_2SO_4 pro dosažení bodu ekvivalence byla 10 cm^3. Jakou látkovou koncentraci měla kyselina sírová? Neutralizace probíhá podle rovnice
$2\ KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$.

38. Kolik litrů CO_2 (měřeno při 18 °C a tlaku 106,0 kPa) se uvolní působením 50 cm^3 roztoku H_2SO_4 o koncentraci 1 mol dm^{-3} na Na_2CO_3, vznikne-li Na_2SO_4?

Výsledky:

1. 19,18
2. cca 2krát
3. 180,0
4. 35,456
5. 60,27 % $^{69}_{31}$Ga; 39,73 % $^{71}_{31}$Ga
6. 18,99
7. 119,378
8. a) 123,89504 g mol^{-1} b) 256,48 g mol^{-1}
   c) 37,996806 g mol^{-1} d) 28,0134 g mol^{-1}
   e) 31,9988 g mol^{-1} f) 34,0146 g mol^{-1}
   g) 63,0128 g mol^{-1}
9. a) 10,079 g b) 239,991 g
   c) 90,076 g d) 310,125 g
10. a) 0,0807 mol b) 0,039 mol
    c) 0,263 mol d) 0,323 mol
    e) 2,0001 mol
11. a) $1{,}67 \cdot 10^{-24}$ g b) $2{,}66 \cdot 10^{-23}$ g
    c) $3{,}95 \cdot 10^{-22}$ g d) $5{,}32 \cdot 10^{-23}$ g
12. $1{,}896 \cdot 10^{23}$ atomů
13. a) $1{,}80 \cdot 10^{23}$ atomů O b) $9{,}4 \cdot 10^{22}$ molekul O_2
    c) 0,156 mol O_2
14. $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomů C
15. 16,65 mol
16. 0,017 mol
17. 0,03571 mol
18. 0,225 mol
19. 1 dm^3
20. 146,4 cm^3 H_2O, 325,8 cm^3
21. 22,65 %
22. 133,8 g NaCl, 1049,4 cm^3
23. 28,21 cm^3
24. 129,3 cm^3 96% roztoku H_2SO_4 a 902,0 cm^3 vody
25. 390,0 cm^3
26. 153,8 cm^3

27. 800 cm^3
28. 4 atomy Fe
29. 72,71 % kyslíku, 22,29 % uhlíku
30. 699,4 kg železa
31. 36,08 g H_2O
32. 2,663 g
33. 327,88 g
34. 85,78 g
35. 40 cm^3
36. 0,5299 g
37. 4,99 mol dm^{-3}
38. 1,142 dm^3 CO_2

5. Jádro atomu, radioaktivita, jaderné reakce

A

1. Vysvětlete následující pojmy: protonové číslo, nukleonové číslo, neutronové číslo, nuklid, prvek, izobary, izotony, izotopy.

2. Vysvětlete následující pojmy: hmotnost jádra, hmotnostní defekt, vazebná energie jádra.

3. Schematicky načrtněte graf závislosti vazebné energie připadající na jeden nukleon na nukleonovém čísle A u jader přírodních nuklidů. Do grafu zaneste oblast stabilních nuklidů.

4. Vysvětlete následující pojmy: přirozená a umělá radioaktivita, α, β, γ záření, poločas přeměny, jaderné reakce, transmutace, štěpné reakce, termonukleární reakce.

5. Vysvětlete rozdíl mezi jadernými reakcemi a radioaktivitou.

6. Schematicky nakreslete závislost počtu nepřeměněných jader zvoleného jednoho radioaktivního izotopu ve vzorku na čase.

7. Napište vzorcem exponenciální zákon jaderné přeměny (závislost počtu nerozpadlých jader zvoleného jednoho radioaktivního izotopu na čase).

8. Formulujte Soddyho-Fajans-Russelovy posunové zákony, zákon zachování protonového čísla a zákon zachování nukleonového čísla.

9. Ilustrujte na příkladech využití radioaktivity.

10. Popište zjednodušeně postup při obohacování uranu ^{235}U.

B

1. Experimentálně zjištěná hmotnost atomu $\mathbf{^4_2He}$ je 6,646 44 · 10^{-27} kg. Vypočítejte

   a) hmotnostní úbytek při vzniku atomu helia $\mathbf{^4_2He}$ z nukleonů a elektronů. Klidové hmotnosti protonu, neutronu a elektronu jsou:
   m_p = 1,672 648 5 · 10^{-27} kg , m_n = 1,674 954 3 · 10^{-27} kg, m_e = 9,109 534 · 10^{-31} kg,

   b) vazebnou energii nukleonů v jádře atomu $\mathbf{^4_2He}$. Výsledek převeďte na jednotky MeV,

   c) vazebnou energii připadající na 1 nukleon v jádře atomu $\mathbf{^4_2He}$, v jednotkách MeV.

Řešení:

a) Jeden atom $^4_2$He obsahuje 2 protony, 2 neutrony a 2 elektrony:

Z = 2, N = A – Z = 4 – 2 = 2. Pak pro hmotnostní úbytek Δm($^4_2$He) platí:

$\Delta m(^4_2\mathrm{He}) = 2\ m(^1_1\mathrm{p}) + 2\ m(^1_0\mathrm{n}) + 2\ m(^0_{-1}\mathrm{e}) - m(^4_2\mathrm{He})$

$\Delta m(^4_2\mathrm{He}) = 2 \cdot 1{,}672\ 623\ 1 \cdot 10^{-27} + 2 \cdot 1{,}674\ 928\ 6 \cdot 10^{-27} + 2 \cdot 9{,}109\ 389\ 7 \cdot 10^{-31} - 6{,}646\ 44 \cdot 10^{-27}$

$\Delta m(^4_2\mathrm{He}) = 5{,}048\ 53 \cdot 10^{-29}\ \mathrm{kg}$

Hmotnostní úbytek při vzniku 1 atomu $^4_2\mathrm{He}$ z protonů, neutronů a elektronů je $5{,}048\ 53 \cdot 10^{-29}$ kg (což je 0,76% hmotnosti atomu $^4_2\mathrm{He}$).

b) Pro určení vazebné energie použijeme vztah $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$, kde c je rychlost světla ve vakuu ($3 \cdot 10^8\ \mathrm{m\ s^{-1}}$):

$\Delta E = 5{,}048\ 53 \cdot 10^{-29}\ \mathrm{kg} \cdot (3\ 10^8)^2\ \mathrm{m\ s^{-1}} = 4{,}54367 \cdot 10^{-12}\ \mathrm{J} = 4{,}54367 \cdot 10^{-12} : 1{,}602 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{eV} = 2{,}838 \cdot 10^7\ \mathrm{eV} = 28{,}38\ \mathrm{MeV}$.

Pozn.: V příkladu jsme neodlišovali vazebnou energii nukleonů v jádře od vazebné energie elektronů v obalu. Vazebná energie elektronů v obale je však přibližně milionkrát menší než vazebná energie nukleonů v jádře. Vypočtený efekt jde tedy v podstatě celý na vrub vazebné energie nukleonů v jádře.

Vazebná energie nukleonů v jádře 1 atomu $^4_2\mathrm{He}$ má hodnotu přibližně 28,38 MeV.

c) V jádře 1 atomu $^4_2\mathrm{He}$ jsou 4 nukleony. Vazebná energie jádra vztažená na 1 nukleon tedy má hodnotu 28,38 MeV : 4 = 7,095 MeV.

2. Doplňte následující rovnici jaderné reakce: $\mathbf{^{62}_{29}Cu \rightarrow {}^{A}_{Z}X + {}^{62}_{28}Ni}$, tj. určete A, Z a identifikujte prvek nebo částici X.

Řešení:

Platí zákon zachování nukleonového čísla a zákon zachování protonového čísla:

$62 = A + 62 \Rightarrow A = 0$

$29 = Z + 28 \Rightarrow Z = 1$

$^0_1\mathrm{X} \Rightarrow {}^0_{+1}\mathrm{e}$, tedy:

$^{62}_{29}\mathrm{Cu} \rightarrow {}^0_{+1}\mathrm{e} + {}^{62}_{28}\mathrm{Ni}$.

3. Jak dlouho trvá, než se rozloží 90 % izotopu kryptonu $^{74}\mathrm{Kr}$, jestliže jeho poločas přeměny je 11,5 min?

Řešení:

Protože ve vzorci $N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$ vystupuje λ a ne poločas přeměny $T_{1/2}$, je nutno nejprve převést $T_{1/2}$ na λ pomocí vztahu $T_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda}$:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{T_{1/2}} = \frac{\ln 2}{11{,}5} = 0{,}06027\ \mathrm{min^{-1}}$$

Čas t, za který se rozloží 90 % uvedeného izotopu, vypočteme z exponenciálního zákona jaderné přeměny:

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

kde N_0 je původní počet jader (v čase t = 0) a N je počet nerozložených jader v daném čase t.

Ze zadání víme, že se má rozložit 90 % jader nuklidu, tj. má zbýt 10 % nerozloženo.

Po dosazení: $10 = 100\ e^{-0,06027t}$

Odtud $\frac{10}{100} = e^{-0,06027t}$

$0,1 = = e^{-0,06027t}$

$\ln 0,1 = -0,06027\ t \Rightarrow t = 38,2$ min

Potřebná doba je 38,2 min.

4. Určete poločas přeměny radioaktivního nuklidu $^{32}_{15}\mathbf{P}$, jestliže víte, že po 6 týdnech zůstalo nerozloženo 13 % původního množství nuklidu.

Řešení:

Vyjdeme z exponenciálního zákona jaderné přeměny:

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

Dosadíme:

$13 = 100\ e^{-\lambda 6}$

Postupem podobným jako v předchozím příkladě dostaneme $\lambda = 0,3400$ týden^{-1}. Odtud zjistíme poločas přeměny pomocí vztahu:

$$T_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{\ln 2}{0,3400} = 2,038 \text{ týdne } = 14,27 \text{ dne.}$$

5. Vypočítejte energii uvolněnou při přeměně 1 mol $^{226}_{88}\mathbf{Ra}$ podle rovnice $^{226}_{88}\mathbf{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\mathbf{Rn} + {}^{4}_{2}\mathbf{He}$.

A_r ($^{226}_{88}\mathbf{Ra}$) = 226,0254; A_r ($^{222}_{86}\mathbf{Rn}$) = 222,0175; A_r ($^{4}_{2}\mathbf{He}$) = 4,0026

Řešení:

Hmotnostní úbytek při přeměně 1 mol $^{226}_{88}$Ra je roven rozdílu hmotnosti 1 mol nuklidu $^{226}_{88}$Ra a součtu hmotností produktů – v tomto případě 1 mol $^{222}_{86}$Ru a 1 mol $^{4}_{2}$He.
$\Delta m = 226,0254$ g – (222,0175 + 4,0026 g) = 0,0053 g
Energie uvolněná při přeměně:
$E = \Delta m \cdot c^2 = 5,3 \cdot 10^{-6}$ kg $\cdot (3,0 \cdot 10^8$ m s$^{-1})^2 = 4,77 \cdot 10^{11}$ J.
Při radioaktivní přeměně 1 mol $^{226}_{88}$Ra se uvolní energie $4,77 \cdot 10^{11}$ J.

C

1. Izotop ^{67}Ga je používán v medicíně při zkoumání různých nádorů. Kolik protonů je obsaženo v jádře? A kolik neutronů? Protonové i nukleonové číslo správně dopište ke značce prvku.

2. Doplňte rovnice jaderných dějů:

   a) $^{67}\text{Ga} + e^- \rightarrow {}^{A}_{Z}\text{X}$ (elektronový záchyt)

   b) $^{64}\text{Ga} + n \rightarrow {}^{A}_{Z}\text{X} \rightarrow {}^{A}_{Z}\text{Y} + e^-$ (záchyt neutronu)

   c) ${}^{A}_{Z}\text{X} \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{49}_{26}\text{Y}$ (přeměna β^-)

d) ${}^{76}_{Z}\mathrm{Kr} + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{A}_{Z}\mathrm{Y}$ (přeměna β^-)

e) ${}^{A}_{Z}\mathrm{X} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{1}_{0}\mathrm{n} + {}^{12}_{6}\mathrm{Y}$ (reakce typu (α, n))

f) ${}^{27}_{13}\mathrm{Al} + {}^{A}_{Z}\mathrm{X} \rightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{Y} + {}^{24}_{11}\mathrm{Z}$

3. Napište jadernou rovnici pro:

a) srážku dvou jader uhlíku ^{12}C za vzniku sodíku ^{23}Na a jedné další částice

b) reakci plutonia 239Pu s neutronem za vzniku cínu 130Sn, jiného jádra a současného uvolnění čtyř neutronů

c) reakci hliníku ^{27}Al s deuteriem ${}^{2}_{1}H$, kde produktem je částice alfa a jiné jádro

d) jádra ^{98}Mo s jedním neutronem, kde produktem je molybden ^{99}Mo

e) reakci kalifornia ^{250}Cf s borem ^{11}B za vzniku jiného jádra a odštěpení čtyř neutronů

f) reakci mědi ^{65}Cu uhlíkem ^{12}C za vzniku jiného jádra a odštěpení tří neutronů

g) přeměna ^{32}P za současného vysílání β^- záření.

4. Určete poločas přeměny ^{40} K. Jeho přeměnová konstanta je $\lambda = 5{,}3 \cdot 10^{-10}$ rok^{-1}.

5. Poločas přeměny ^{226}Ra je $T_{½} = 1582$ roků.

a) Kolik procent ^{226}Ra zůstane ve vzorku po 4 800 rocích?

b) Kolik procent ^{226}Ra se přemění za 6 400 roků?

6. Ve vzorku dřeva zjištěný poměr počtu atomů nuklidů ${}^{14}_{6}\mathrm{C} : {}^{12}_{6}\mathrm{C}$ byl 0,785krát nižší než je tento poměr ve dřevě současně rostoucích stromů. Poločas přeměny ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ je 5730 roků. Izotop ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$ je stabilní. Vypočítejte stáří vzorku dřeva.

Výsledky:

1. 31 protonů, 36 neutronů, $^{67}_{31}\mathrm{Ga}$

2. a) $^{67}_{31}Ga + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{67}_{30}Zn$
   b) $^{64}_{31}Ga + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{65}_{31}Ga \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{65}_{32}Ge$
   c) $^{49}_{25}Mn$, Fe
   d) 36, $^{76}_{35}Br$
   e) $^{9}_{4}Be$, C
   f) $^{1}_{0}n$, He, Na

3. a) $^{12}_{6}C + {}^{12}_{6}C \rightarrow {}^{23}_{11}Na + {}^{1}_{1}H$
   b) $^{239}_{94}Pu + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{130}_{50}Sn + 4\ {}^{1}_{0}n + {}^{106}_{44}Ru$
   c) $^{27}_{13}Al + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{25}_{12}Mg$
   d) $^{98}_{42}Mo + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{99}_{42}Mo$
   e) $^{250}_{98}Cf + {}^{11}_{5}B \rightarrow 4\ {}^{1}_{0}n + {}^{257}_{103}Lr$
   f) $^{65}_{29}Cu + {}^{12}_{6}C \rightarrow 3\ {}^{1}_{0}n + {}^{74}_{35}Br$
   g) $^{32}_{15}P \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{32}_{16}S$

4. $1{,}31.10^{9}$ roků

5. a) 12,2%
   b) 93,9 %

6. 2 000 let

6. Modely atomu

A

1. Vyjmenujte základní postuláty Daltonovy atomové teorie.
2. Popište Thomsonův model atomu.
3. Popište Rutherfordův model atomu.
4. Popište Bohrův model atomu a formulujte Bohrovy postuláty.
5. Vysvětlete pojem energetická hladina.
6. Vysvětlete pojem dualismus vlna – částice.
7. Určete vztah mezi energií fotonu, Planckovou konstantou, rychlostí světla a vlnovou délkou záření.
8. Uveďte vztah mezi frekvencí a vlnovou délkou záření.
9. Popište vlnově-mechanický model atomu.
10. Vysvětlete následující pojmy: orbital, atomový orbital, molekulový orbital.

B

1. Karmínově červené záření, vznikající při zahřívání lithných solí v plameni, má vlnovou délku 670,8 nm. Vypočítejte frekvenci emitovaného záření a energii fotonů emitovaného záření

Řešení:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3{,}0 \cdot 10^{8}\,\mathrm{m\,s^{-1}}}{670{,}8 \cdot 10^{-9}\,\mathrm{m}} = 4{,}47 \cdot 10^{14} s^{-1}$$

$$E = h\frac{c}{\lambda} = 6{,}6256 \cdot 10^{-34}\,\mathrm{J\,s} \cdot \frac{3{,}0 \cdot 10^{8}\,\mathrm{m\,s^{-1}}}{670{,}8 \cdot 10^{-9}\,\mathrm{m}} = 2{,}96 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{J}$$

f … frekvence záření

c … rychlost šíření světla ve vakuu

h…Planckova konstanta

λ…vlnová délka záření

E…energie záření

Frekvence záření je $4{,}47 \cdot 10^{14}\ \mathrm{s^{-1}}$, energie jednoho fotonu tohoto záření je $2{,}96 \cdot 10^{-19}$ J.

2. Určete energii jednotlivých fotonů záření s vlnovou délkou λ = 113 nm.

Řešení:

Platí $E = \frac{h.c}{\lambda}$,

potom $E = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \mathrm{J\,s} \cdot 3 \cdot 10^{8}\ \mathrm{m\,s^{-1}}}{113 \cdot 10^{-9}\mathrm{m}} = 1{,}76 \cdot 10^{-18}\ \mathrm{J}$

Energie fotonů daného záření je $1{,}76 \cdot 10^{-18}$ J.

3. Určete, jaká je vlnová délka záření emitovaného při přechodu atomu prvku z excitovaného do základního stavu, jestliže je energetický rozdíl mezi excitovaným a základním stavem jednoho molu atomů tohoto prvku 1, $87 \cdot 10^5$ J?

Řešení:

V zadání je uveden energetický rozdíl mezi excitovaným a základním stavem 1 mol atomů daného prvku. My však potřebujeme znát energetický rozdíl vztažený na 1 atom. Energetický rozdíl odpovídající 1 mol proto vydělíme počtem atomů v 1 mol. Počet částic v jednom molu udává Avogadrova konstanta.

$\Delta E_{ATOM} = \frac{\Delta E_{MOL}}{N_A}$, kde N_A je Avogadrova konstanta, $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \mathrm{mol^{-1}}$

$\Delta E_{ATOM} = \frac{1{,}87 \cdot 10^{5}\mathrm{J\ mol^{-1}}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\mathrm{mol^{-1}}} = 3{,}11 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}$

Pro další výpočet použijeme vztah odvozený v předchozím příkladu, tedy:

$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$,

Po dosazení:

$3{,}11 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \mathrm{J\,s} \cdot 3 \cdot 10^{8}\mathrm{m\,s^{-1}}}{\lambda}$,

odtud $\lambda = 639 \cdot 10^{-9}$ m = 639 nm

Vlnová délka popsaného záření je 639 nm.

C

1. Vodík absorbuje záření o vlnové délce 121,6 nm. Vypočítejte přírůstek energie jednoho vodíkového atomu po absorbci 1 fotonu tohoto záření.

2. Rozdíl energie mezi excitovaným a základním stavem jednoho molu atomů daného prvku činí $1{,}93 \cdot 10^5$ J. Jaká bude vlnová délka záření emitovaného při přechodu atomu tohoto prvku z excitovaného do základního stavu?

3. Na ionizaci 1 mol sodíku je zapotřebí vynaložit energii $4{,}96 \cdot 10^5$ J. Vypočítejte, jakou maximální vlnovou délku může mít záření schopné ionizovat tento prvek.

4. Určete frekvenci záření laseru o vlnové délce 776 nm

Výsledky:

1. $1{,}63 \cdot 10^{-18}$ J
2. 619,8 nm
3. 241,2 nm
4. $f = 3{,}87 \cdot 10^{14}$ s^{-1}

7. Elektronový obal atomu, atomové orbitaly, výstavba elektronového obalu, ionty

A

1. Vyjmenujte kvantová čísla charakterizující vlastnosti elektronů v atomech a řekněte, jak se značí a co vyjadřují.

2. Definujte nebo vysvětlete následující pojmy: elektronová vrstva, degenerované orbitaly, energetická hladina.

3. Vysvětlete následující pojmy: elektronová konfigurace, základní a excitovaný stav atomu.

4. Formulujte následující principy a vysvětlete jejich použití:
   - výstavbový princip,
   - pravidlo (n + ℓ),
   - Pauliho princip,
   - Hundovo pravidlo.

5. Nakreslete schematicky tvar orbitalů 1s, 2s, 2p, 3s, 3p a 3d.

B

1. Určete nejvyšší možný počet takových elektronů v atomu, které jsou charakterizovány kvantovými čísly: n = 4 a zároveň s = - ½.

Řešení:

Vedlejší kvantové číslo nabývá hodnot $\ell = 0, 1, \ldots, (n-1)$. Magnetické kvantové číslo nabývá hodnot $m = -\ell, \ldots, 0, \ldots, +\ell$. Jestliže hlavní kvantové číslo má hodnotu n = 4, pak vedlejší a magnetické kvantové číslo mohou nabývat následujících hodnot:

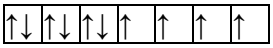
hlavní kvantové číslo	vedlejší kvantové číslo	magnetické kvantové číslo
n = 4	$\ell = 0$	m = 0
	$\ell = 1$	m = -1, 0, 1
	$\ell = 2$	m = -2, -1, 0, 1, 2
	$\ell = 3$	m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

Z tabulky je patrno, že v daném atomu může existovat nanejvýš 16 různých orbitalů s hlavním kvantovým číslem n = 4. V každém orbitalu mohou být nanejvýš 2 elektrony, ale musí mít opačný spin. Hodnotu s = - ½ při n = 4 proto může mít nanejvýš 16 elektronů.

2. Uvažujte atom v základním stavu. Určete multiplicitu deseti elektronů ve skupině degenerovaných orbitalů 4f:

Řešení:

Multiplicitu M vypočteme ze vztahu M = 2 |S| + 1, kde S je součet spinových kvantových čísel ve skupině degenerovaných orbitalů. Degenerovaných orbitalů f je celkem 7, neboť pro f-orbitaly je $\ell = 3$ a pak magnetické kvantové číslo může nabývat sedmi hodnot: m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3.



$S = 7 \cdot 1/2 + 3 \cdot (-1/2) = 2$

$M = 2 \cdot |2| + 1 = 5$

Hodnota multiplicity je tedy 5.

C

1. V každé trojici označte orbital s největší energií:

   a) 1s, 2s, 2p
   b) 2s, 2p, 3d
   c) 3p, 3d, 4s
   d) 4s, 3d, 4p
   e) 6s, 4f, 3d

2. Zjistěte, zda mohou existovat orbitaly s následujícími kombinacemi kvantových čísel a odůvodněte.

   a) n = 5, ℓ= 2, m_ℓ = 3
   b) n = 3, ℓ = 3, m_ℓ = 2
   c) n = 4, ℓ = 0, m_ℓ = 0

3. V atomu jistého prvku je tento počet elektronů ve vrstvách s následujícími kvantovými čísly: n = 1: 2 elektrony; n = 2: 8elektronů; n = 3: 8 elektronů, n = 4: 1 elektron
   Na základě uvedených hodnot zjistěte:

   a) atomové číslo prvku
   b) celkový počet elektronů v orbitalech s, p a d v atomu tohoto prvku, jestliže je atom v základním stavu
   c) počet protonů v jádře atomu tohoto prvku
   d) počet neutronů v jádře atomu tohoto prvku
   e) o který prvek se jedná?

4. Předpokládáme, že atomy A a B mají elektronové konfigurace
   A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$; B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6s^1$
   Která z následujících tvrzení jsou nesprávná?

   a) K přeměně A na B je potřeba dodat energii.
   b) A představuje atom sodíku.
   c) A a B jsou atomy různých prvků.
   d) Odtržení jednoho elektronu z atomu A vyžaduje méně energie než odtržení elektronu z atomu B.

5. Napište elektronovou konfiguraci následujících atomů, oddělte core a valenční sféru:

   a) dusík, b) titan,

   c) tellur, d) wolfram,

   e) bor, f) rubidium.

6. Napište elektronové konfigurace těchto iontů v základním stavu: K^+, H^-, Zn^{2+}.

7. Které z následujících atomů a iontů jsou paramagnetické? Ag, Na, Sr, Cu^+, Ba^{2+}.

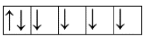
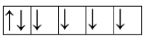
8. Jaká elektronová konfigurace je charakteristická pro:

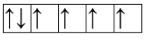
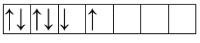
   a) alkalické kovy, b) kovy alkalických zemin,

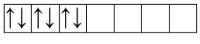
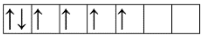
   c) chalkogeny, d) halogeny,

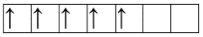
   e) vzácné plyny, f) přechodné prvky?

9. Vypočítejte multiplicitu šesti elektronů v orbitalech 3d a 4f v níže uvedených schématech a pomocí pravidla maximální multiplicity rozhodněte, která z uvedených obsazení orbitalů 3d a 4f jsou určitě nesprávná za předpokladu, že příslušný atom je v základním stavu.

   a) 3d  b) 3d 

   c) 3d  d) 4f 

   e) 4f  f) 4f 

   g) 4f 

Výsledky:

1. a) 2p b) 3d
   c) 3d d) 4p
   e) 4f

2. a) ne b) ne
   c) ano

3. a) 19 b) 7 elektronů s, 12 elektronů p, 0 elektronů
   c) 19 d) není možné zjistit
   e) draslík

4. c, d

5. a) N: $1s^2 \mid 2s^2\ 2p^3$
   b) Ti: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \mid 4s^2\ 3d^2$
   c) Te: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6 \mid 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$
   d) W: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6 \mid\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^4$
   e) B: $1s^2 \mid 2s^2\ 2p^1$
   f) Rb: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6 \mid 5s^1$

6. a) K^+: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \mid 4s^0$
   b) H^-: $1s^2$
   c) Zn^{2+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \mid 4s^2\ 3d^8$, resp. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \mid 4s^2\ 3d^{10}\ 4s^0$

7. Ag, Na

8. a) ns^1 b) ns^2
   c) ns^2np^4 d) ns^2np^5 e) ns^2np^6 f) $ns^{0\text{-}2}(n\text{-}1)d^{1\text{-}10}$

9. Hodnoty multiplicit:
   a) 5 b) 1
   c) 5 d) 1
   e) 1 f) 5
   g) 7; Nesprávné obsazení orbitalů je v případech b, d, e, f.

8. Periodický zákon, periodická tabulka, periodicita chemických a fyzikálních vlastností prvků

A

1. Vysvětlete, co obecně rozumíme pod pojmem periodicita.

2. Formulujte dnešní znění periodického zákona.

3. Formulujte Mendělejevovo znění periodického zákona a vysvětlete, u kterých prvků se projevila nepřesnost jeho formulace.

4. Jaká elektronová konfigurace valenční sféry je charakteristická pro:

a) alkalické kovy, b) kovy alkalických zemin,

c) halogeny, d) vzácné plyny,

e) přechodné prvky?

5. Vysvětlete následující pojmy a objasněte, jak hodnota uvedených vlastností souvisí s polohou prvku v periodické tabulce:

a) ionizační energie, b) elektronová afinita,

c) elektronegativita.

6. Jak se mění velikost kovalentních poloměrů prvků a iontových poloměrů izoelektronových iontů v dané periodě a skupině periodického systému prvků?

7. Definujte nebo vysvětlete následující pojmy:

a) valenční elektrony, b) perioda, skupina,

c) nepřechodné, přechodné a vnitřně přechodné prvky,

d) s, p, d a f prvky, e) primární a sekundární periodicita,

f) atomové a iontové poloměry, g) lanthanoidová kontrakce,

h) oxidační číslo.

8. Pojmenujte 1., 2., 16., 17. a 18. skupinu prvků jejich skupinovými názvy.

9. V dlouhé formě periodické tabulky vyhledejte nepřechodné prvky, přechodné prvky, vnitřně přechodné prvky, kovy, nekovy a polokovy.

10. Proč je ionizační energie atomu kteréhokoliv prvku do 2. stupně vyšší než ionizační energie atomu téhož prvku do 1. stupně?

11. Kolik ionizačních energií (tj. do kterého nejvyššího stupně) má atom beryllia?

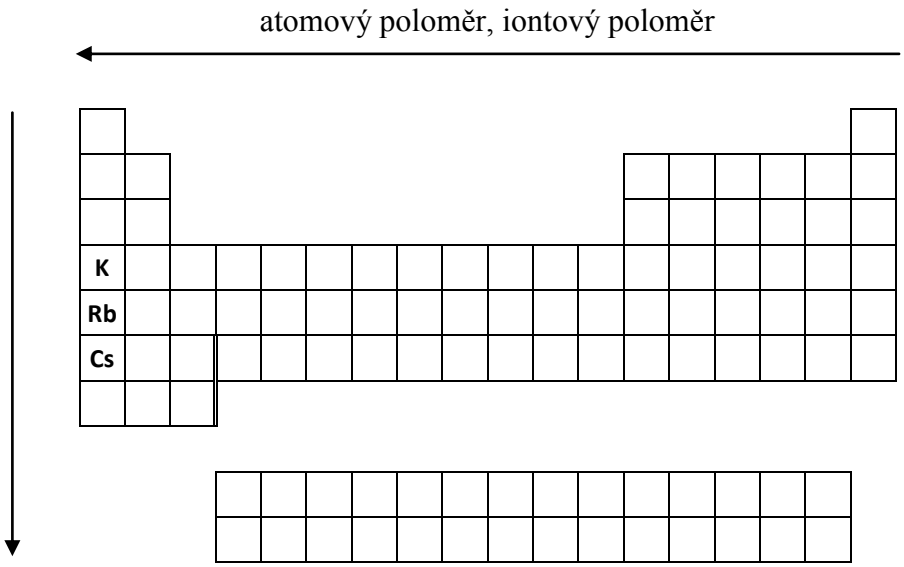
12. Proč u atomu vodíku existuje pouze první ionizační energie (tj. ionizační energie do 1. stupně)?

B

1. Vyberte z trojice atom s největším poloměrem: Rb, K, Cs.

Řešení:

Polohu prvků si vyhledáme v periodické tabulce. Závislost velikosti atomového poloměru na pozici prvku v periodické tabulce je znázorněna níže:

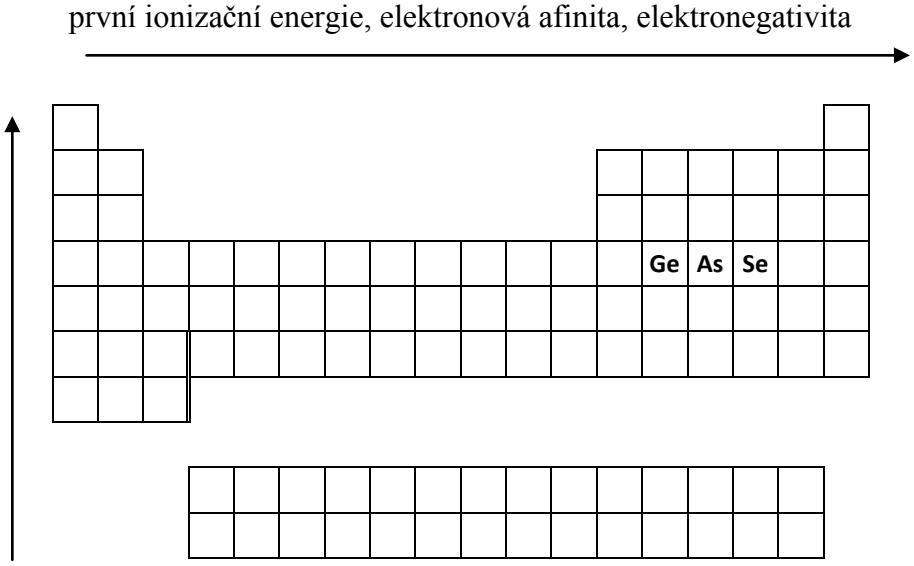


Nyní je zřejmé, že největší poloměr z uvedených prvků má atom cesia.

2. Seřaďte následující atomy podle vzrůstající první ionizační energie: As, Ge, Se.

Řešení:

Polohu prvků si vyhledáme v periodické tabulce. Závislost první ionizační energie atomu na pozici prvku v periodické tabulce je znázorněna níže:



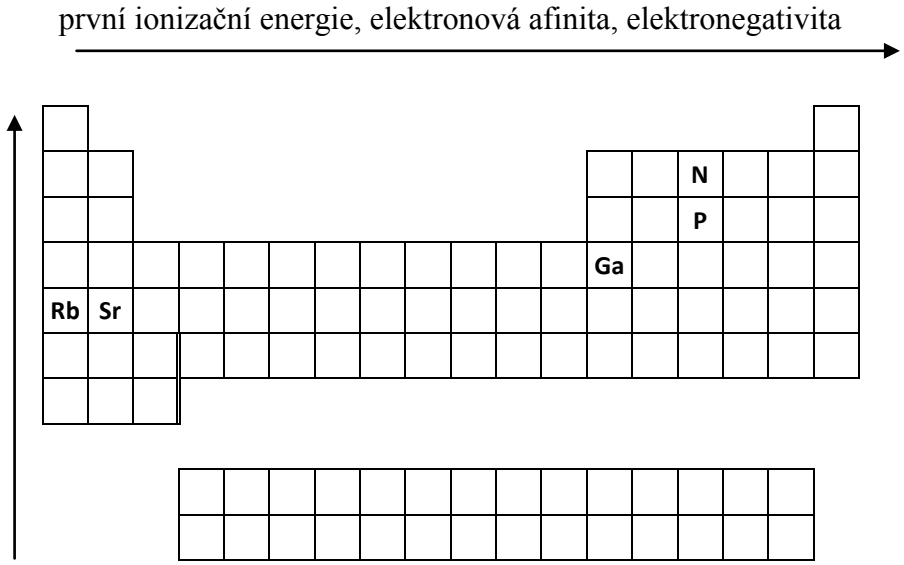
Nyní je zřejmé, že první ionizační energie u uvedených prvků roste v pořadí Ge – As – Se.

Uvedené prvky se nachází ve stejné skupině (1. skupina) a to v pořadí K – Rb – Cs. Obecně platí, že atomové poloměry ve skupině směrem dolů rostou, největší atomový poloměr z uvedených prvků má tedy cesium Cs.

3. Seřaďte následující prvky podle rostoucí elektronegativity: Ga, P, Rb, N, Sr:

Řešení:

Polohu prvků si vyhledáme v periodické tabulce. Závislost elektronegativity na pozici prvku v periodické tabulce je znázorněna níže:



Pořadí uvedených prvků podle rostoucí elektronegativity je Rb – Sr – Ga – P – N.

C

1. Vyberte z každé trojice atom s největším poloměrem:

a) Ag, Sr, In
b) Ba, Ne, As

2. Bez použití tabelovaných hodnot seřaďte prvky a ionty v uvedených skupinách podle rostoucí velikosti jejich poloměrů:

a) B, C, Al, Na, K
b) O, F, Li, Be, Cs
c) K^+, Rb^+, Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}
d) O, O^{2-}, F, S^{2-}

3. Bez použití tabulek seřaďte následující molekuly podle vzrůstající délky vazby: HF, HCl, HBr, HI.

4. Seřaďte následující atomy podle vzrůstající hodnoty první ionizační energie:

a) Ga, Tl, In
b) Sn, Sb, Pb
c) Li, Na, K, C, F
d) P, As, Sb, Sn
e) F, Cs, S, Ca

5. Ve které skupině periodického systému prvků budou mít prvky nízké hodnoty ionizační energie do 1. a 2. stupně a vysoké hodnoty do 3. stupně?

6. Seřaďte níže uvedené prvky podle vzrůstající elektronegativity: As, Ba, Ca, Cs, F, O, S, Se.

7. Seřaďte sloučeniny SO_2, H_2S, SF_2, OF_2, ClF_3 a H_2Se podle vzrůstajícího iontového charakteru jejich vazeb.

8. Bez použití tabulek seřaďte následující látky podle vzrůstajícího bodu varu: NaCl, He, Ne, Ar, Cl_2, C_2H_5OH.

9. Pro každý z prvků A ([Ar] $4s^2$) a B ([Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^5$) určete, aniž byste zjišťovali, o které prvky se jedná:

a) zda jsou kovy nebo nekovy

b) zda jsou přechodnými prvky

c) zda mají vysoké nebo nízké hodnoty ionizační energie, elektronové afinity a elektronegativity

d) který oxidační stupeň bude u nich nejstálejší

e) který z nich má větší atomový poloměr

Výsledky:

1. a) Sr b) Ba

2. a) C, B, Al, Na, K b) F, O, Be, Li, Cs
   c) Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, K^+, Rb^+ d) F, O, O^{2-}, S^{2-}

3. HF, HCl, HBr, HI

4) a) b) c) d) e)

4. a) Tl, In, Ga b) Pb, Sn, Sb
   c) K, Na, Li, C d) Sn, Sb, As, P
   e) Cs, Ca, S, F

5. 2.

6. Cs, Ba, Ca, As,Se, S, O, F

7. H_2Se, H_2S, OF_2, ClF_3, SO_2, SF_2

8. He, Ne, Ar, Cl_2, C_2H_5OH, NaCl

9. a) A kov, B nekov b) nejsou
   c) A nízké, B vysoké hodnoty d) A II., B -I.
   e) A

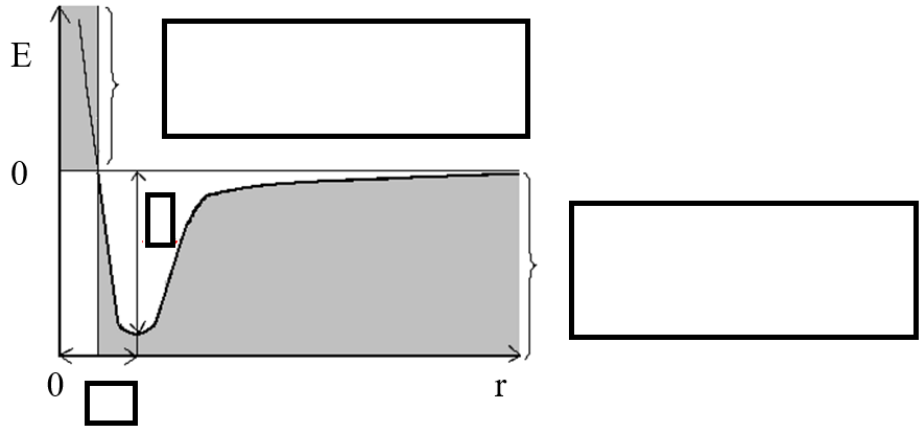
9. Chemická vazba

A

1. Které podmínky musí být splněny, aby mohla vzniknout chemická vazba?

2. Vysvětlete následující pojmy: vazebná energie, disociační energie, délka vazby.

3. Obrázek znázorňuje závislost potenciální energie soustavy dvou atomů E na vzdálenosti těchto atomů r. Do prázdných polí doplňte správné vysvětlivky a) až d).



a) převládající meziatomové přitažlivé síly

b) převládající meziatomové odpudivé síly

c) délka chemické vazby

d) vazebná energie

4. Vyberte správnou odpověď: Meziatomová vzdálenost v kovalentní chemické vazbě má hodnotu řádově:

a) 10^{-6} m
b) 10^{-9} m
c) 10^{-10} m
d) 10^{-11} m
e) 10^{-12} m

5. Určete, jaké vazby existují v následujících látkách: oxid uhličitý, oxid křemičitý, fluorid rubidný, polyethylen, cín, fenol, naftalen, chlorid amonný, hydrid sodný. Vybírejte všechny správné odpovědi z následujících nabídek (v jednom případě je více správných odpovědí):
1) kovalentní nepolární, 2) kovalentní polární, 3) iontová, 4) kovová.

6. Uvažujte jednoduchou vazbu mezi atomy uhlíku v ethanu, dvojnou vazbu mezi atomy uhlíku v ethenu a trojnou vazbu mezi atomy uhlíku v ethynu. Vyjádřete se ke správnosti následujících tvrzení. Odůvodněte:

– Délka trojné vazby je menší než délka dvojné vazby.

– Dvojná vazba je tvořena buď dvěma vazbami σ, nebo dvěma vazbami π.

– Trojná vazba je tvořena jednou vazbou σ a dvěma vazbami π.

B

1. Vyberte vazbu, která je nejvíce polární: Ge–F, C–F, Si–F.

Řešení:

Polarita vazby roste s rozdílem elektronegativit vázaných atomů. V daném případě se jeden z prvků opakuje ve všech sloučeninách (fluor), stačí tedy porovnat elektronegativitu jeho vazebných partnerů. Protože fluor má velkou elektronegativitu, bude nejpolárnější ta vazba, kde vazebný partner fluoru má elektronegativitu nejmenší. Elektronegativity porovnáme analogicky jako v kapitole 8, část B, př. 3. Z uvedených prvků (Ge, C, Si) má nejmenší elektronegativitu Ge. Vazba Ge-F je tedy z daných nabídek nejvíce polární.

2. Ve skupině vazeb vyberte vazbu s nejdelší a s nejkratší meziatomovou vzdáleností:

O − H, S − H, Se − H .

Řešení:

Meziatomové vzdálenosti porovnáme pomocí porovnání atomových poloměrů. Vodík je všem třem zadaným vazbám společný, porovnáváme tedy jen jeho reakční partnery (O, S, Se). Postupem probraným v kapitole 8 dojdeme ke zjištění, že nejmenší atomový poloměr z těchto prvků má kyslík, největší Se.
Nejkratší vazba je tedy O–H, nejdelší Se – H.

3. Odhadněte, která látka v uvedené dvojici má vyšší bod tání: NaCl, NaBr.

Řešení:

Vyšší bod tání bude mít ta látka, která má k sobě pevněji poutané ionty. Tuto sílu lze velmi přibližně odhadnout pomocí Coulombova zákona: Síla, kterou na sebe působí dva bodové elektrické náboje, je přímo úměrná součinu velikosti nábojů vázaných iontů a nepřímo úměrná druhé mocnině vzdálenosti jejich jader.
V daném případě jde u obou porovnávaných látek o jednomocné ionty, porovnáváme tedy pouze meziatomové vzdálenosti (postup viz předchozí příklad). Vzdálenost mezi Na^+ a Cl^- je kratší než vzdálenost mezi Na^+ a Br^-, proto se ionty Na^+ a Cl^- přitahují větší silou než ionty Na^+ a Br^-. Proto NaCl taje při vyšší teplotě než NaBr.

C

1. Vyberte vazbu, která je nejvíce polární : H-–H, H–S, H–O.

2. Najděte v tabulkách délku vazeb v těchto sloučeninách: KI, CaF_2, H_2S, CH_4, SiH_4 . Nalezené údaje uveďte v jednotkách: metry, nanometry, pikometry, angströmy.

3. V každé skupině vazeb vyberte vazbu s nejdelší a s nejkratší meziatomovou vzdáleností. Odůvodněte.

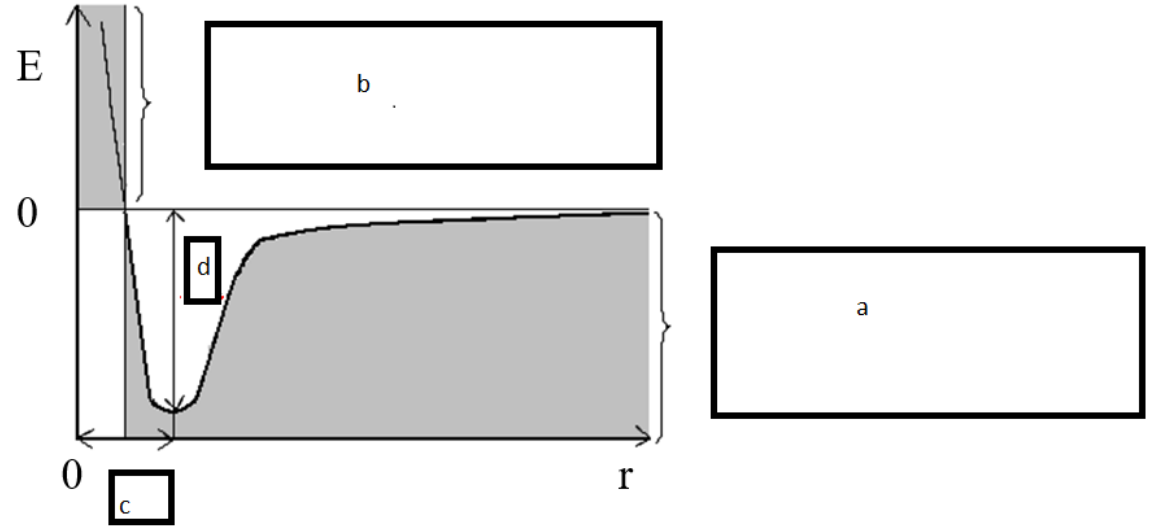
   a) C – C, C = C, C ≡ C

   b) C − F, C − Cl, C − Br, C − I

4. Odhadněte, která látka v uvedených dvojicích má vyšší bod tání:
   a) ZnO, ZnS
   b) BaO, MgO
   c) KCl, CaO

Výsledky:

A 3.:



A 4. c)

C

1. H–O

2.

látka	m	nm	pm	Å
KI	$304 \cdot 10^{-12}$	0,304	304	3,04
CaF_2	$210 \cdot 10^{-12}$	0,210	210	2,10
H_2S	$135 \cdot 10^{-12}$	0,135	135	1,35
CH_4	$109 \cdot 10^{-12}$	0,109	109	1,09
SiH_4	$148 \cdot 10^{-12}$	0,148	148	1,48

3. a) nejdelší C – C, nejkratší C ≡ C b) nejdelší C − I, nejkratší C – F

4. a) ZnO b) MgO
   c) CaO

10. Molekulové orbitaly

A

1. Vysvětlete následující pojmy: atomové orbitaly, hybridizované atomové orbitaly, molekulové orbitaly, vazebné molekulové orbitaly, antivazebné molekulové orbitaly, nevazebné atomové orbitaly.

2. Kolik molekulových orbitalů vzniká překrytím a vzájemnou interakcí dvou atomových orbitalů?

3. Vyjmenujte a formulujte pravidla pro zaplňování molekulových orbitalů elektrony.

4. Kde mají σ molekulové orbitaly oblast nejvyšší pravděpodobnosti výskytu elektronů?

5. Kde mají π molekulové orbitaly oblast nejvyšší pravděpodobnosti výskytu elektronů?

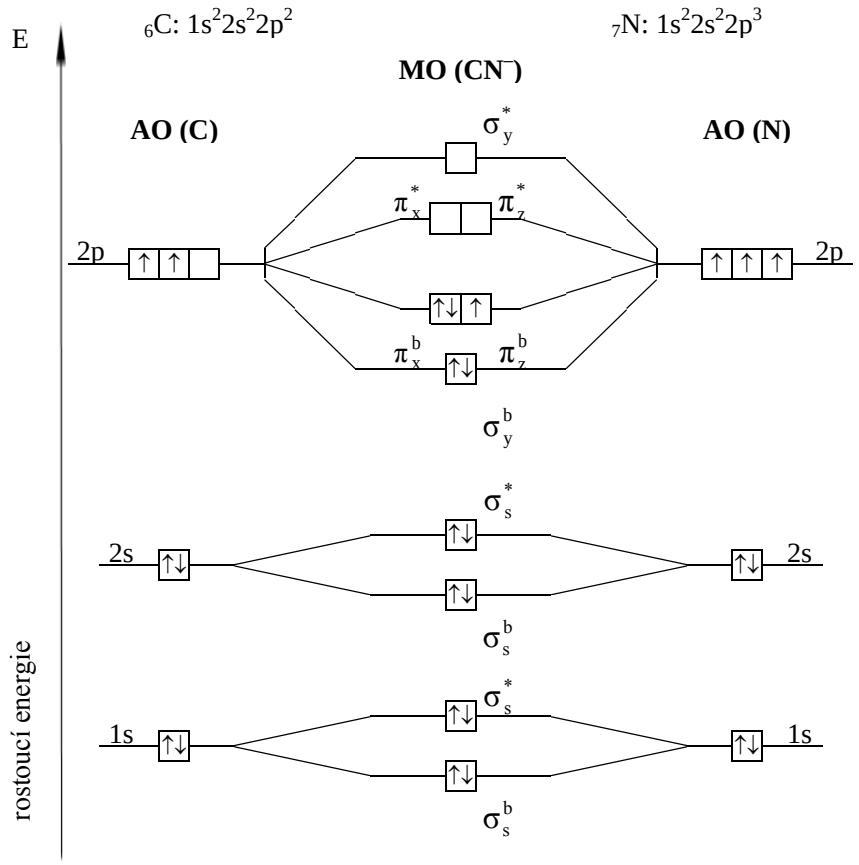
6. Vyjmenujte a formulujte pravidla pro zaplňování molekulových orbitalů elektrony.

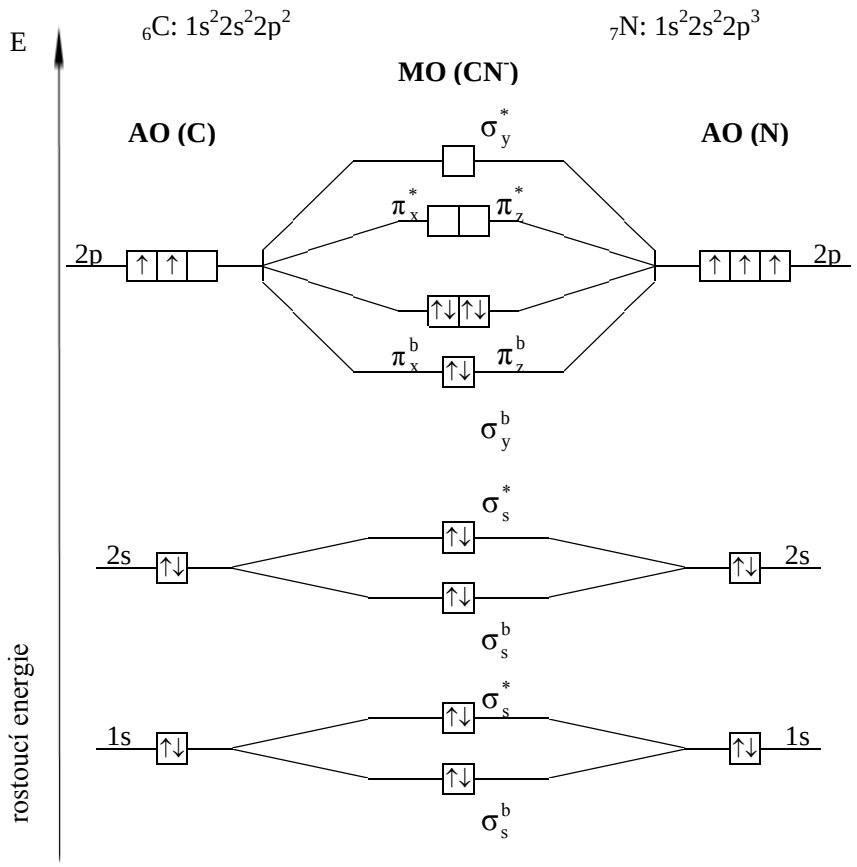
B

1. Pro částice CN a CN^- vyřešte následující úkoly:
   a) zakreslete energetické diagramy molekulových orbitalů
   b) určete řád vazby v každé z uvedených částic
   c) zjistěte, zda délka vazby v částici CN je větší než délka vazby v částici CN^-

Řešení:

a)


E
$_6$C: 1s^{2}2s^{2}2p^2
$_7$N: 1s^{2}2s^{2}2p^3
MO (CN$^-$)
AO (C)
AO (N)
σ_y^*
π_x^*
π_z^*
2p
2p
π_x^b
π_z^b
σ_y^b
σ_s^*
2s
2s
σ_s^b
σ_s^*
1s
1s
σ_s^b
rostoucí energie



b) řád vazby: ř. v. = $\frac{\text{vazebné}-\text{antivazebné}}{2}$

ř. v. (CN) = $\frac{9-4}{2}$ = 2,5… resp. $\frac{5-0}{2}$ = 2,5

ř. v. (CN$^-$) = $\frac{10-4}{2} = 3$ … resp. $\frac{6-0}{2}$ = 3

c) ř. v. (CN$^-$) > ř. v. (CN) Proto je délka vazby v částici CN větší než délka vazby CN$^-$.

C

1. Pro následující částice nakreslete energetické digramy molekulových orbitalů a zjistěte řád vazby: B_2, C_2, N_2, F_2, NO, CO, He_2, He_2^+, H_2^+, Be_2^+, O_2^{2-},O_2^-, LiH, HF.

2. Vysvětlete pomocí diagramu molekulových orbitalů, proč je v molekule N_2 trojná vazba (N≡ N), ale v molekule F_2 je vazba jednoduchá (F −F).

3. Pomocí diagramu molekulových orbitalů odhadněte, zda délka vazby je delší v molekule NO nebo CO.

4. V každé dvojici vyberte částici s větší meziatomovou vzdáleností:
   a) v N_2 nebo v N_2^+
   b) v F_2 nebo v F_2^+

5. Nakreslete diagram molekulových orbitalů pro částice NO a NO^+ a zjistěte pro každou z nich:

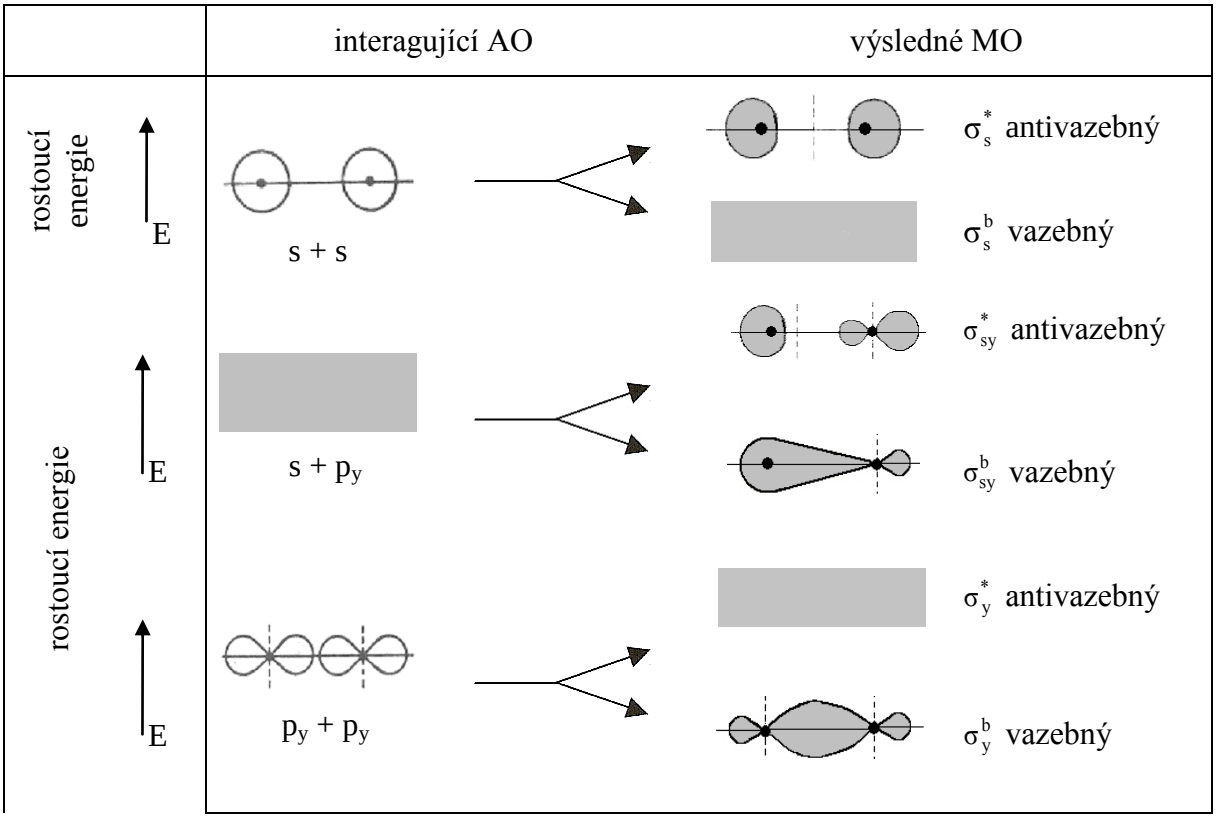
a) vazebný řád

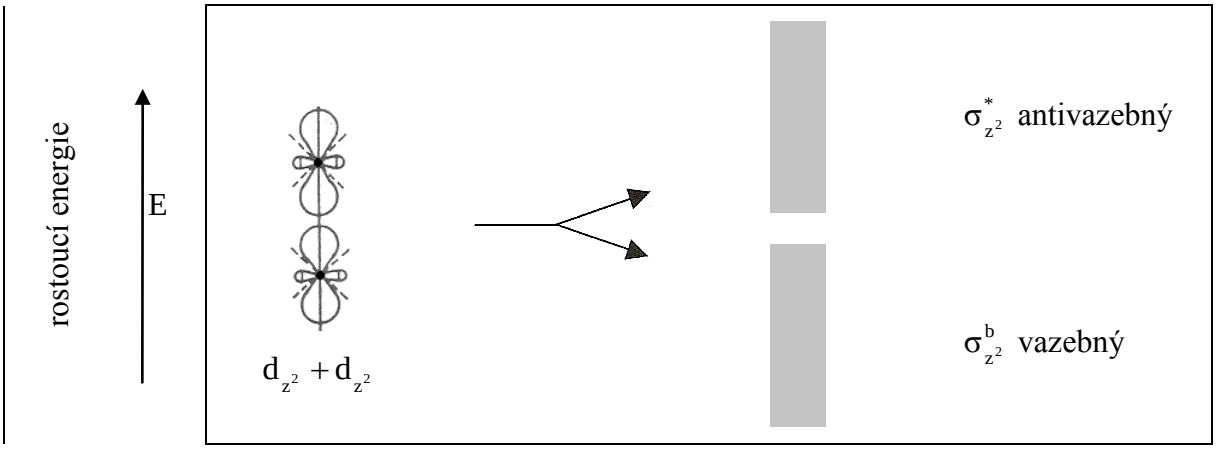
b) zda délka vazby v NO je větší než délka vazby v NO^+

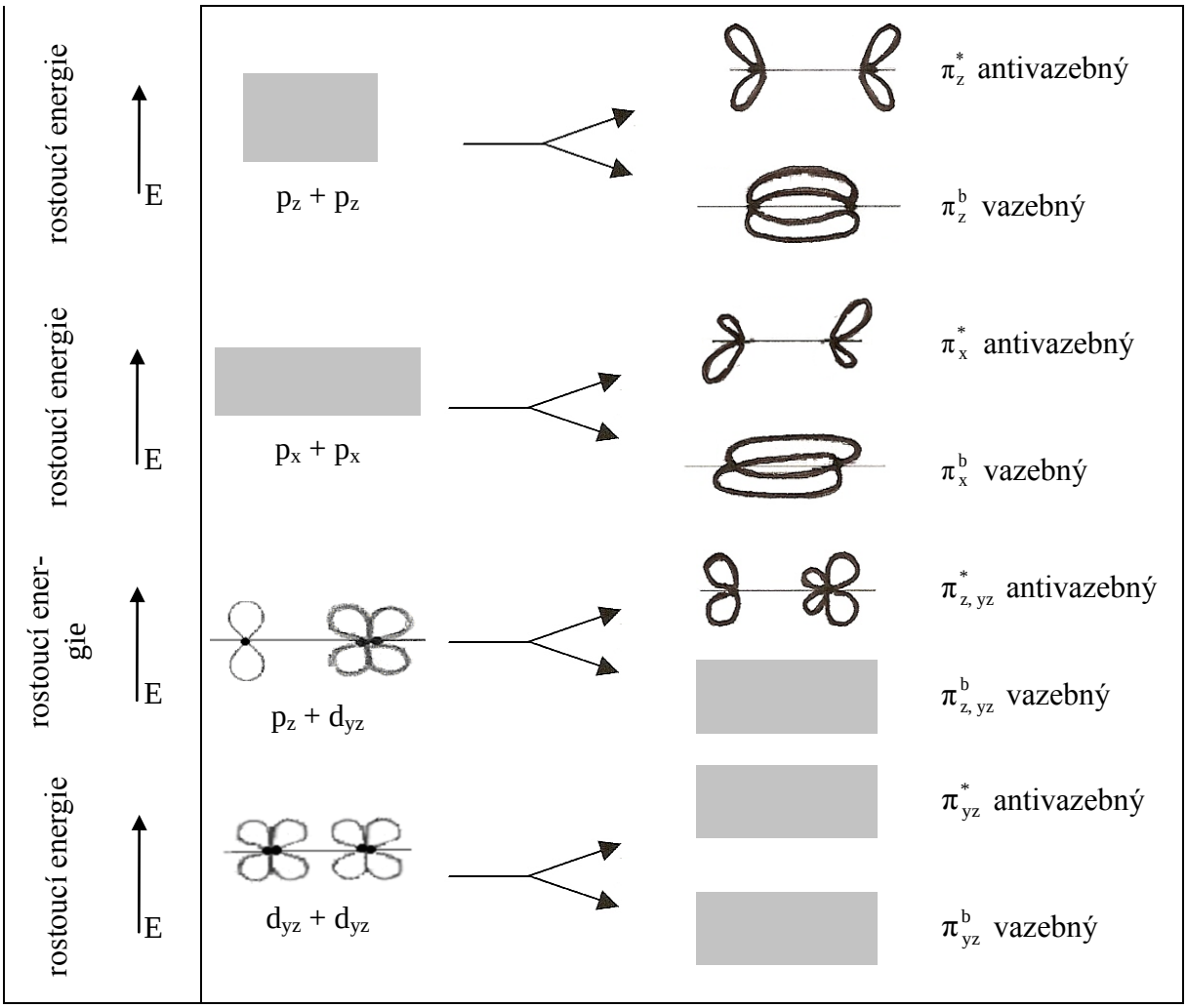
c) zda zvýšení počtu elektronů v molekulových orbitalech znamená vždy i zvýšení energie vazby

6. Seřaďte uvedené částice podle vzrůstající pevnosti vazby: O_2 , O_2^+, O_2^-, O_2^{2+}, O_2^{2-}.

7. Doplňte chybějící obrázky v tabulce (místa pro doplnění údajů jsou označena šedým rámečkem). Souřadnicový systém pro popis orientace orbitalů v prostoru je v souladu s osovým křížem:



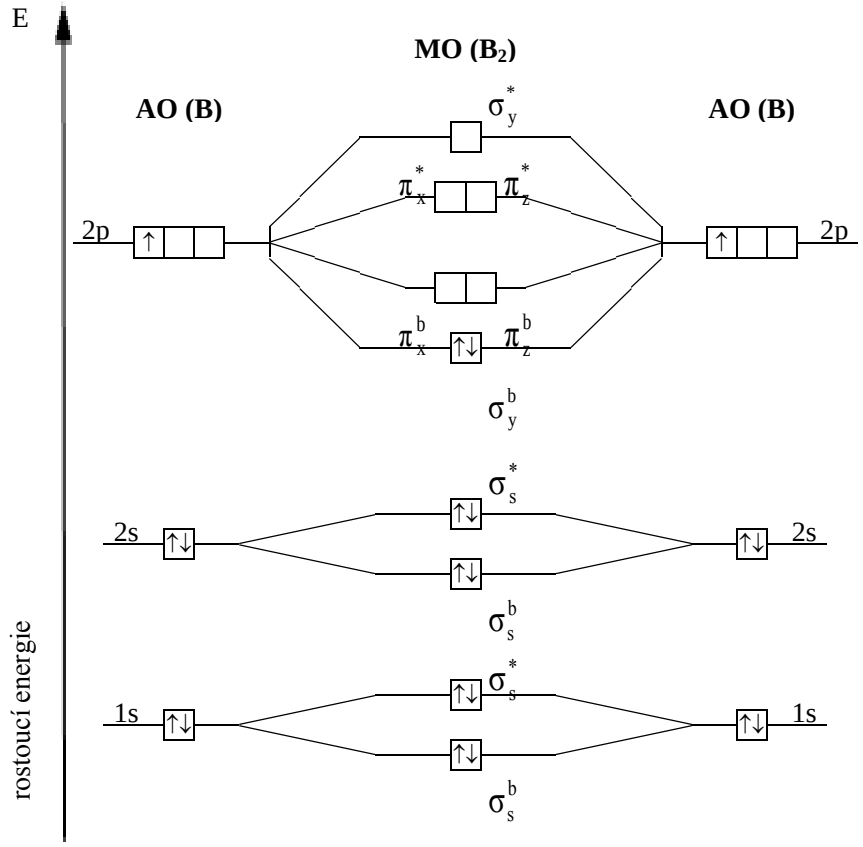



rostoucí energie
E
$p_z + p_z$
π_z^* antivazebný
π_z^b vazebný
rostoucí energie
E
$p_x + p_x$
π_x^* antivazebný
π_x^b vazebný
rostoucí ener-gie
E
$p_z + d_{yz}$
$\pi_{z,yz}^*$ antivazebný
$\pi_{z,yz}^b$ vazebný
rostoucí energie
E
$d_{yz} + d_{yz}$
π_{yz}^* antivazebný
π_{yz}^b vazebný

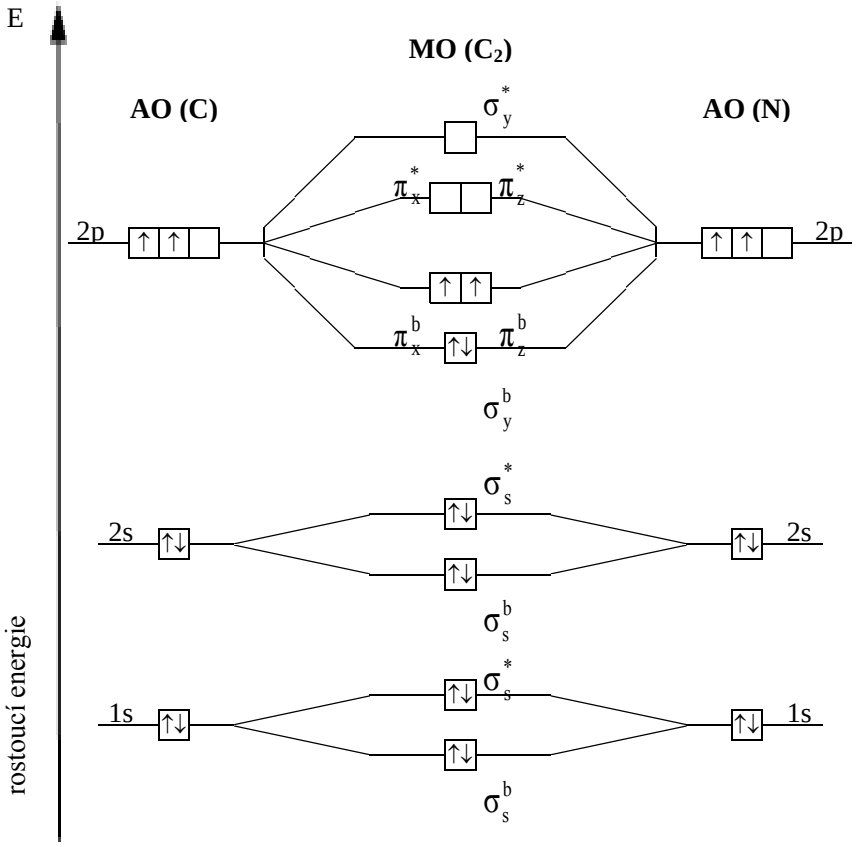
Výsledky:

1.

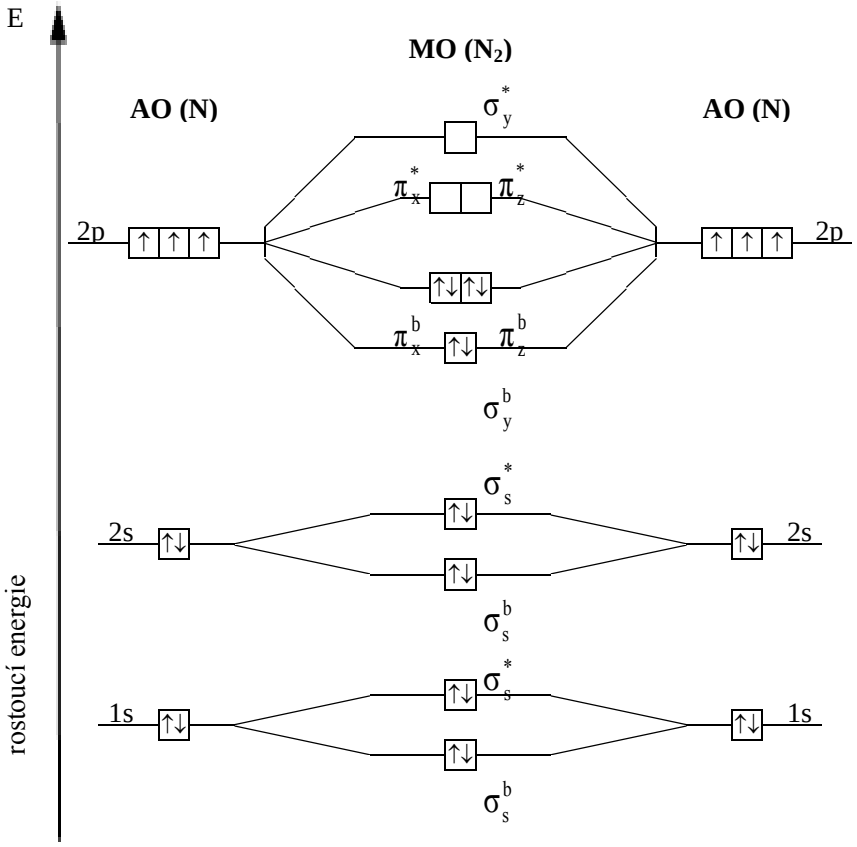
B_2: řád vazby = 1



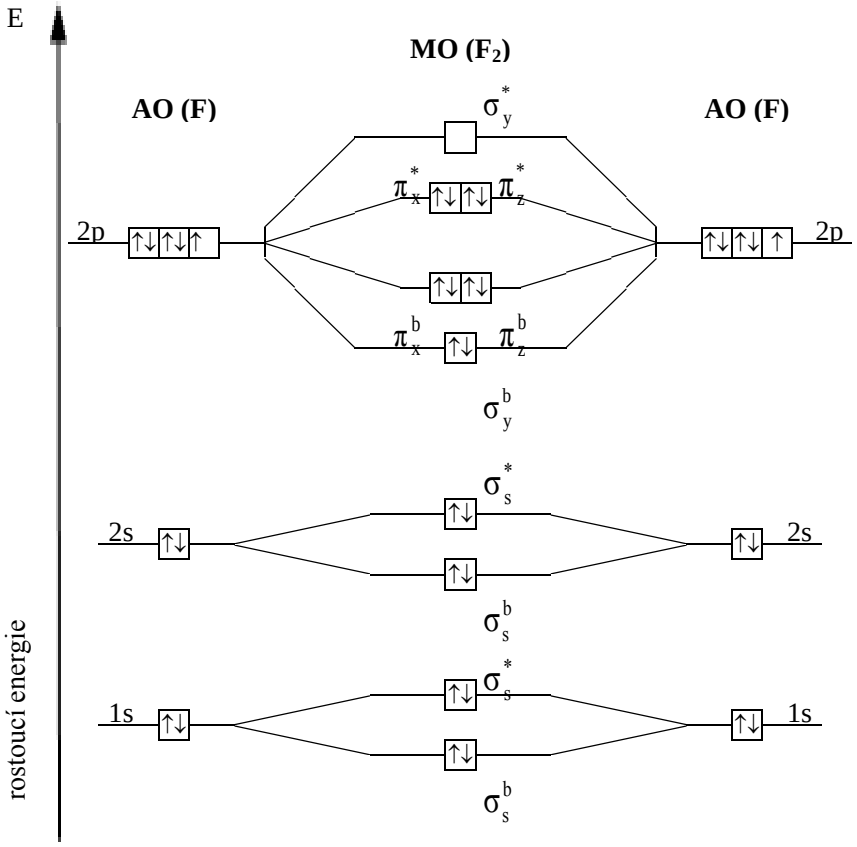
C_2: řád vazby = 2



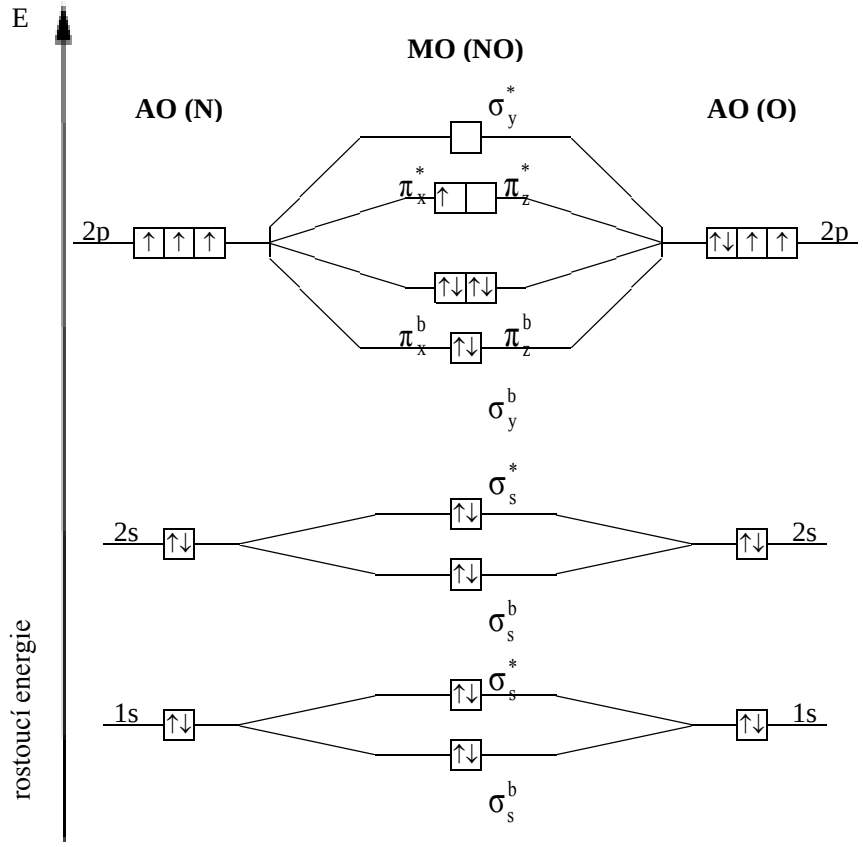
N_2: řád vazby = 3



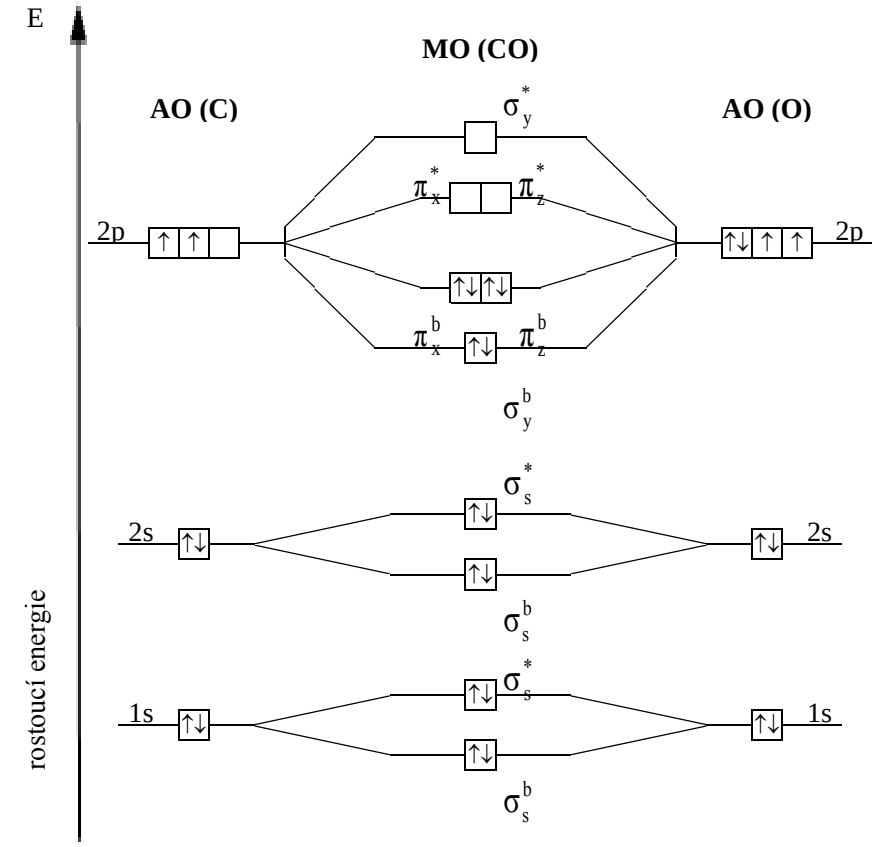
F_2: řád vazby = 1



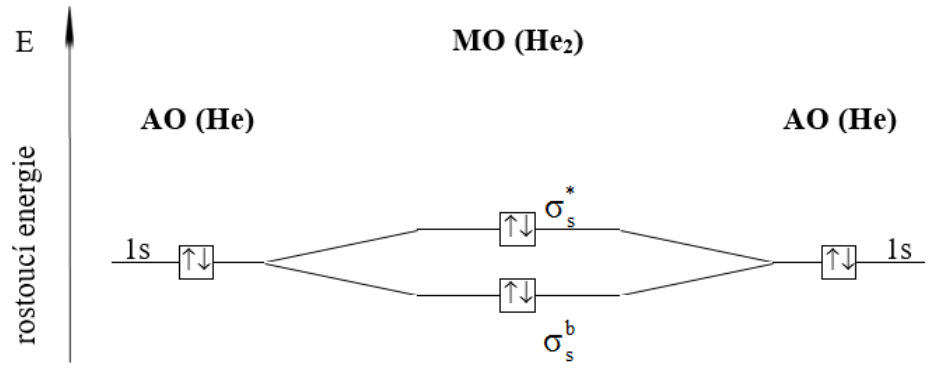
NO: řád vazby = 2,5



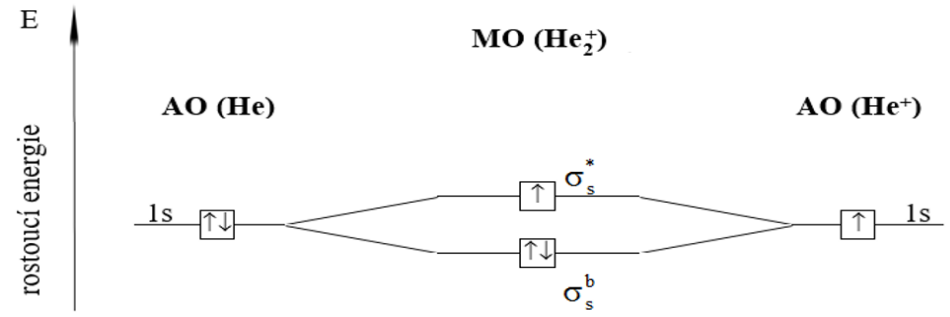
CO: řád vazby = 3



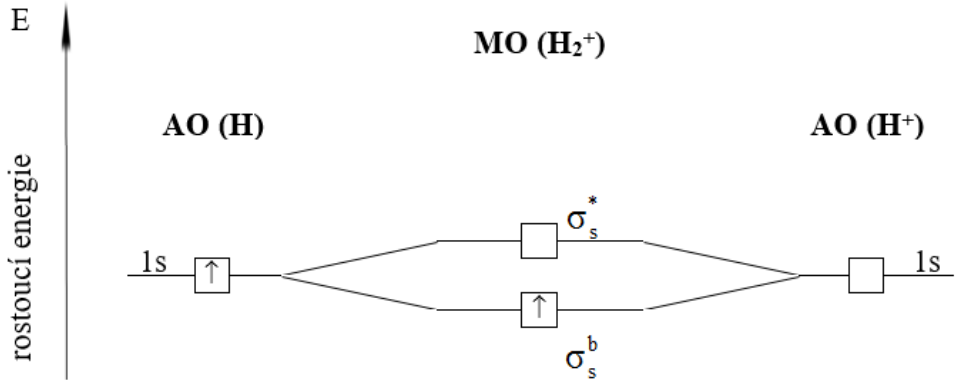
He_2: řád vazby = 0



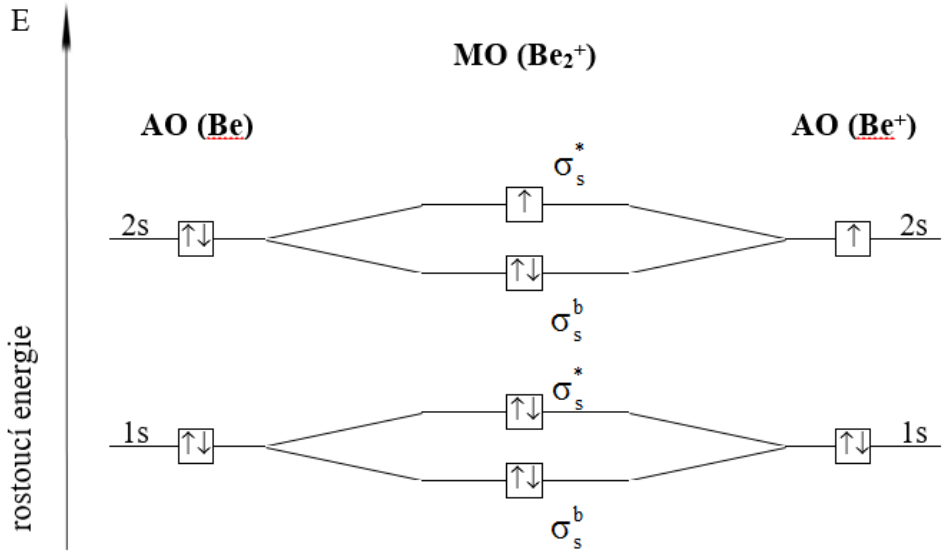
He_2^+: řád vazby = 0,5



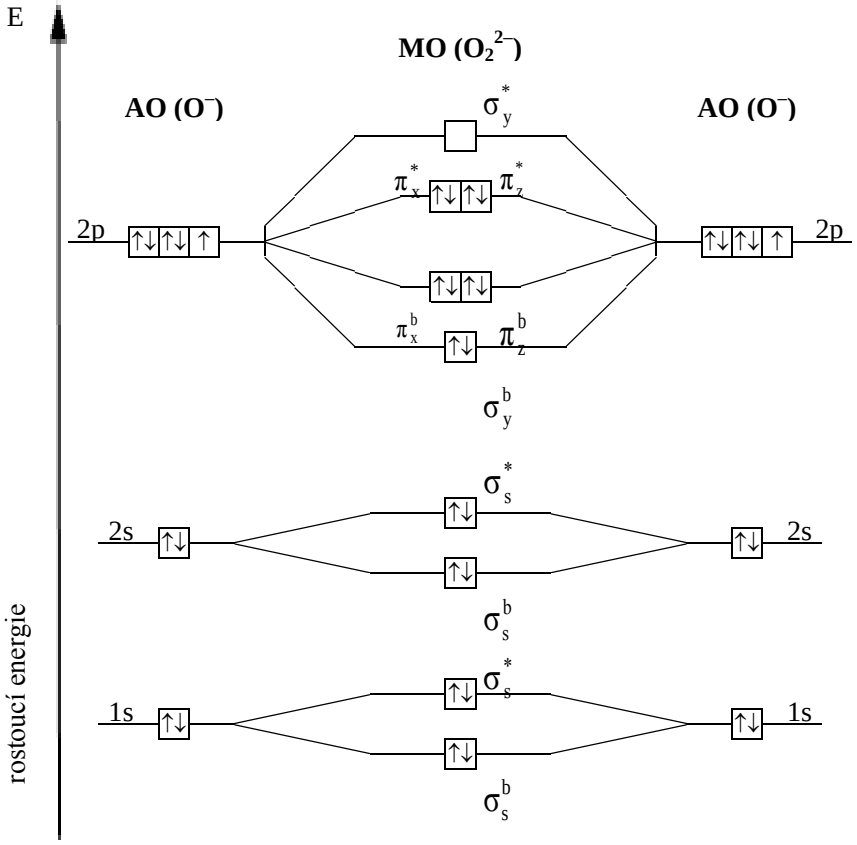
H_2^+: řád vazby = 0,5



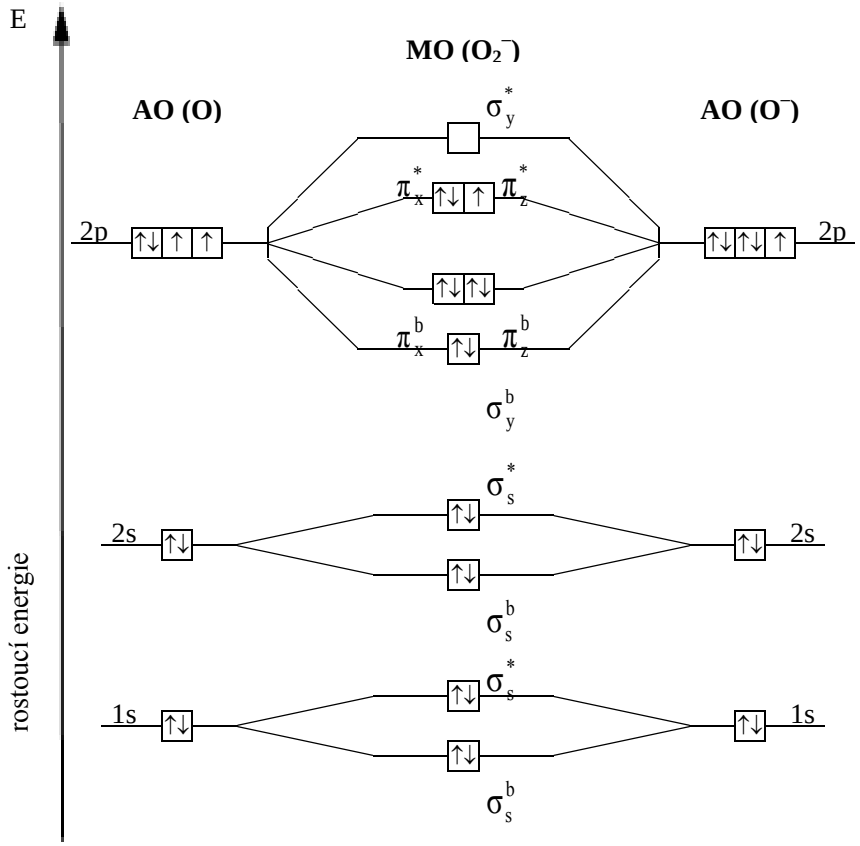
Be_2^+: řád vazby = 0,5



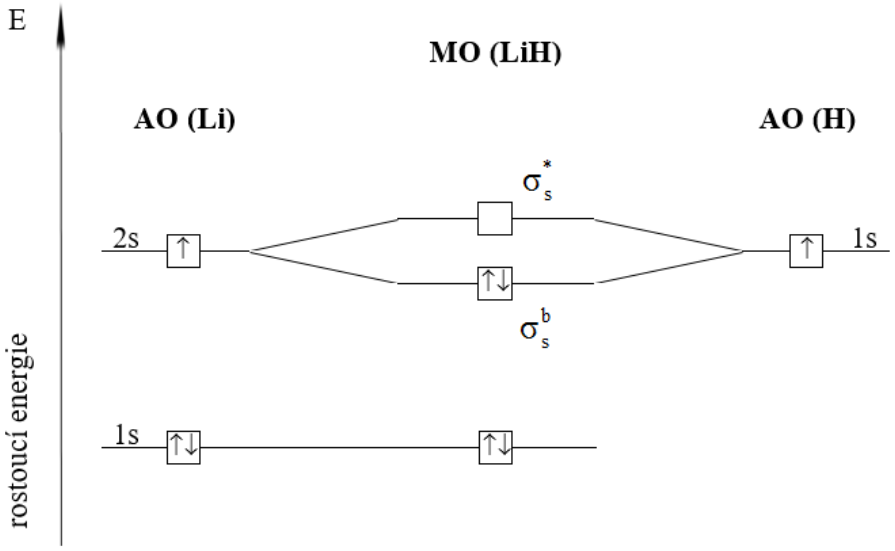
O_2^{2-}: řád vazby = 1



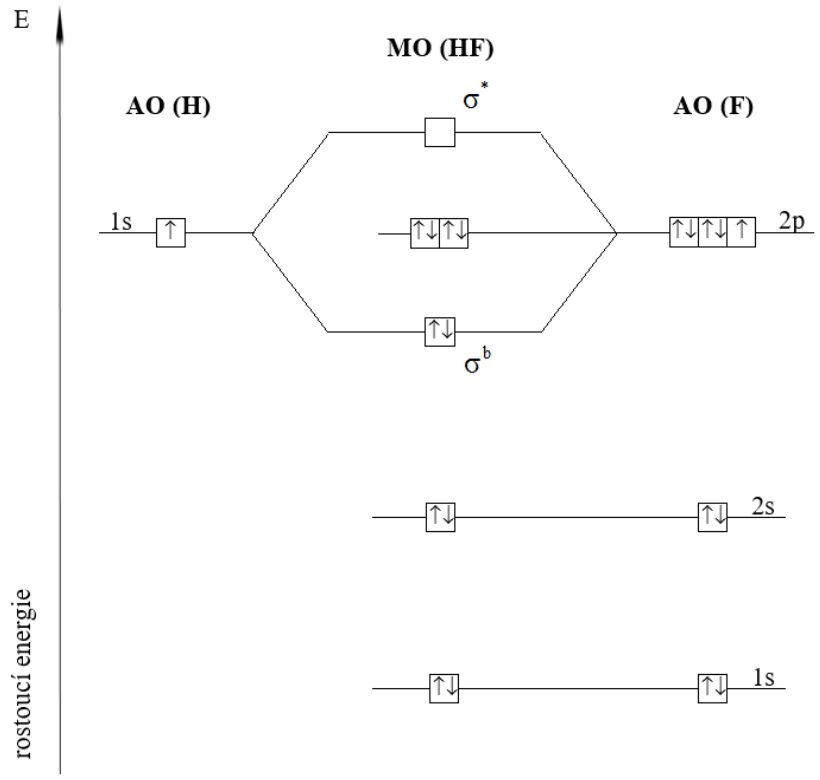
O_2^-: řád vazby = 1,5



LiH: řád vazby = 1



HF: řád vazby = 1



2. Řád vazby v molekule N_2 je 3 a řád vazby v molekule F_2 je 1.

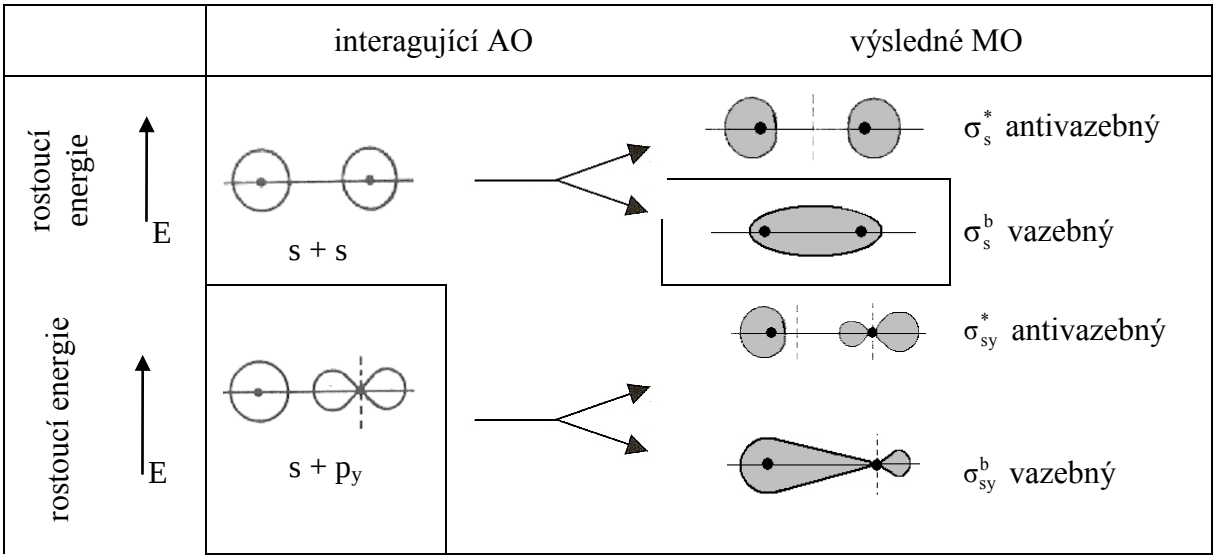
3. Delší vazba je v molekule NO.

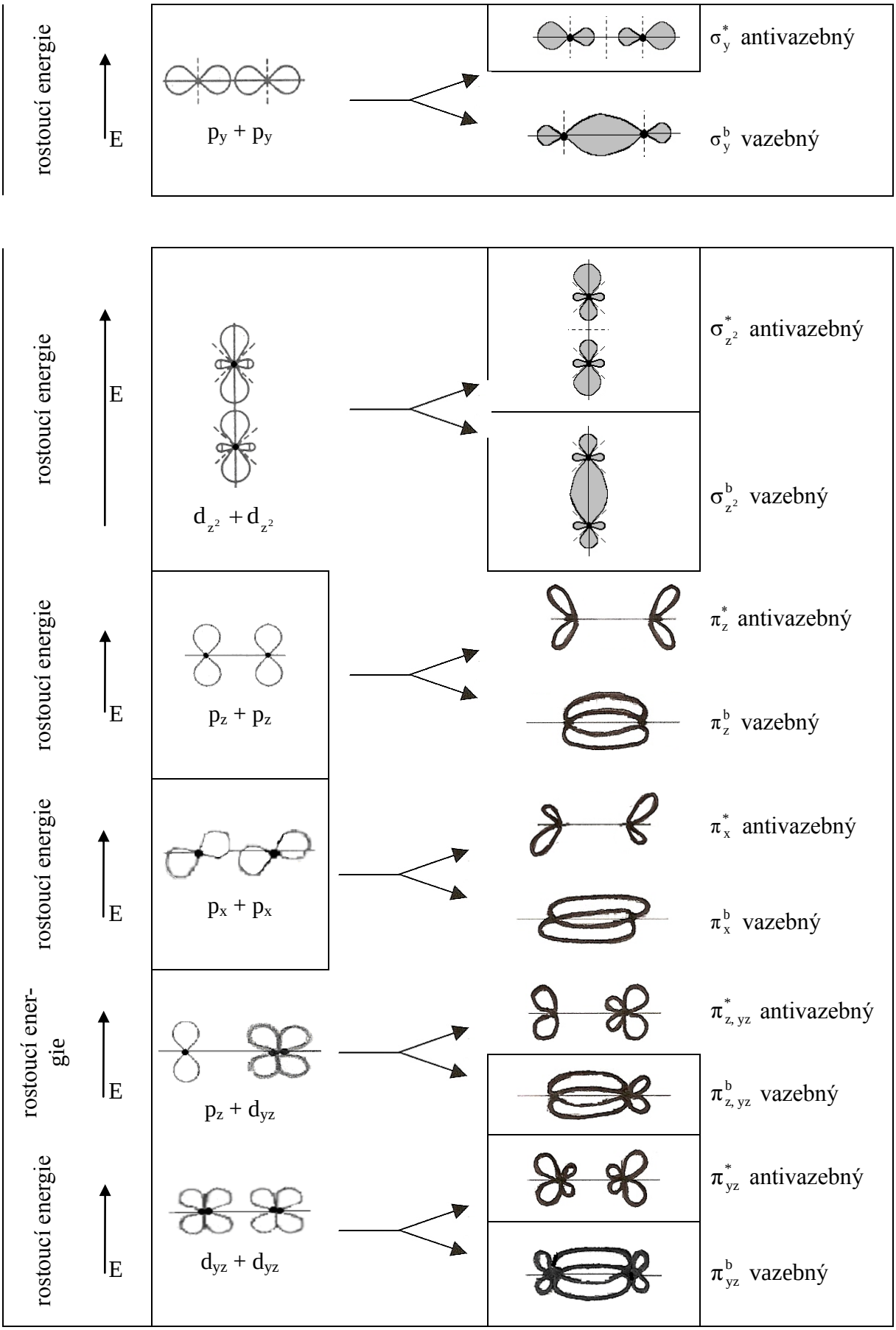
4. a) N_2^+ b) F_2

5. a) NO: 2,5; NO^+: 3,0 b) délka vazby je větší v NO
   c) neznamená

6. O_2^{2-}, O_2^-, O_2 , O_2^+, O_2^{2+}

7.




rostoucí energie
E
$p_y + p_y$
σ_y^* antivazebný
σ_y^b vazebný
$d_{z^2} + d_{z^2}$
$\sigma_{z^2}^*$ antivazebný
$\sigma_{z^2}^b$ vazebný
$p_z + p_z$
π_z^* antivazebný
π_z^b vazebný
$p_x + p_x$
π_x^* antivazebný
π_x^b vazebný
$p_z + d_{yz}$
$\pi_{z,yz}^*$ antivazebný
$\pi_{z,yz}^b$ vazebný
$d_{yz} + d_{yz}$
π_{yz}^* antivazebný
π_{yz}^b vazebný

11. Metoda VSEPR

A

1. Nakreslete prostorové rozmístění skupin hybridních orbitalů sp, sp^2, sp^3, sp^3d, sp^3d^2 a sp^2d.

2. Formulujte pravidla pro zápis elektronových strukturních vzorců.

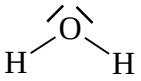
3. Formulujte pravidla základní a doplňková pravidla metody VSEPR.

B

1. Určete tvar molekuly vody.

Řešení:

Nejprve zapíšeme elektronový strukturní vzorec vody:



Pak určíme středový atom, určíme počet σ-vazeb z něj vycházejících (n_σ) a počet nevazebných (volných) elektronových párů na středovém atomu (n_n):

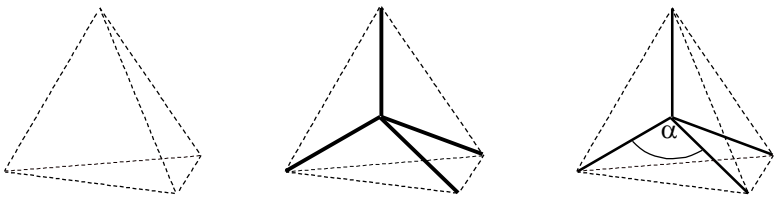
Středový atom je atom kyslíku O.

$n_\sigma = 2$ (z atomu O vycházejí dvě σ-vazby)

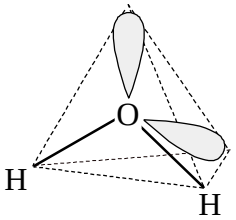
$n_n = 2$ (na atomu O jsou dva nevazebné elektronové páry).

$n_{tot} = n_\sigma + n_n = 2 + 2 = 4$

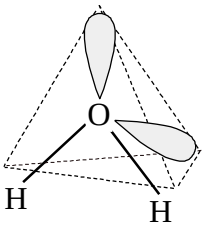
Z toho vyplývá, že kolem středového atomu se budou rozmisťovat 4 elektronové páry. Rozmístí se v prostoru do 4 směrů co nejdále od sebe, tj. z centrálního atomu budou tyto elektronové páry směřovat do vrcholů pravidelného tetraedru. Centrální atom bude v jeho těžišti. U tohoto tělesa má úhel sevřený spojnicemi těžiště s vrcholy hodnotu $\alpha = 109{,}5\ °$.



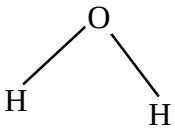
Centrální atom bude v těžišti, atomy na něj vázané σ vazbou budou ve vrcholech. Do zbývajících vrcholů budou směřovat nevazebné elektronové páry:



Nevazebné elektronové páry od sebe odpuzují zbývající elektronové páry více, než to činí elektronové páry σ (doplňkové pravidlo č. 1), proto je úhel H-O-H menší, než je odhadnuto ze základního tvaru. Experimentálně bylo zjištěno, že úhel H-O-H v molekule vody má velikost 104,5° .

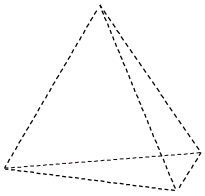


Skutečným tvarem molekuly rozumíme pouze polohu atomů a vazeb mezi nimi, zatímco nevazebné elektronové páry jsou „neviditelné“. Skutečný tvar molekuly vznikne tedy „smazáním“ nevazebných elektronových párů (a také základního geometrického útvaru, v daném případě tetraedr, který jsme si pro odvození tvaru molekuly pouze pomocně představovali[1]):



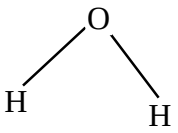
Rozlišujeme tedy základní tvar VSEPR a skutečný tvar molekuly. V případě vody:

základní tvar VSEPR



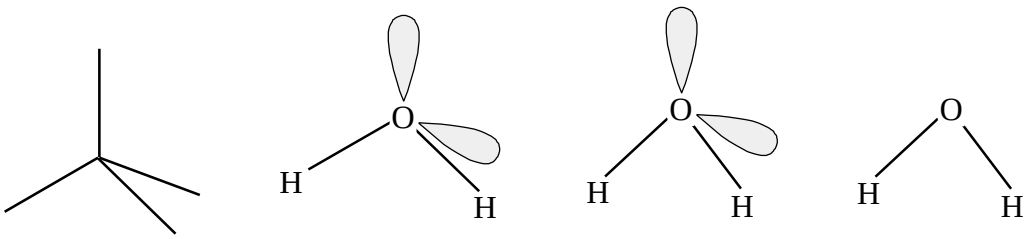
pravidelný tetraedr

skutečný tvar molekuly



lomená molekula, úhel HOH < 109,5°

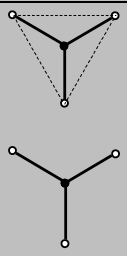
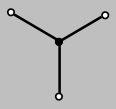
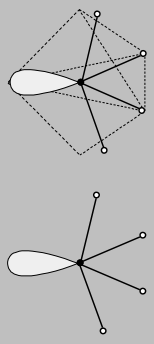
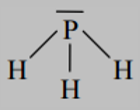
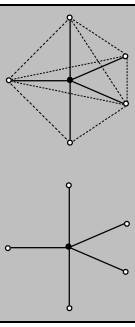
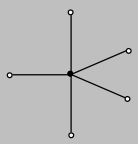
[1] V některých učebnicích se místo základního geometrického tělesa (v našem případě tetraedr neboli pravidelný čtyřstěn) zakreslují pouze spojnice těžiště tělesa a vrcholů. Záznam by pak vypadal takto:



C

1. Napište elektronové strukturní vzorce následujících látek:
N_2, CO, CS_2, PCl_3, PF_5, HCN, CH_3OH, SiO_2, O_2, SF_6, BF_3, SO_3, CH_3COOH, XeF_2.

2. Doplňte do bílých polí v tabulce chybějící údaje:

Molekulový vzorec	Elektronový strukturní vzorec	n_σ	n_n	n_{celk}	Základní tvar VSEPR		Rozmístění σ- a n- elektronových párů středového atomu, případná deformace	Skutečný tvar molekuly	
ZnI_2									Lineární
BCl_3									
SF_4									
									Tetraedr (trigonální pyramida)
PF_5		5	0	5					

3. Určete typ hybridizace orbitalů centrálního atomu v následujících molekulách:

a) H_2O b) HCOH
c) PF_5 d) ClF_5
e) CS_2 f) NH_3
g) CH_4 h) C_2H_2
i) HCN j) IF_5
k) SO_3 l) BrF_3
m) PF_2Cl_3 n) IF_7
o) SO_2 p) XeF_4

4. Určete základní tvar VSEPR a skutečný tvar následujících molekul:

a) H_2O b) HCOH
c) PF_5 d) ClF_5
e) CS_2 f) NH_3
g) CH_4 h) C_2H_2
i) HCN j) IF_5
k) SO_3 (sp^2) l) BrF_3
m) PF_2Cl_3 n) IF_7
o) SO_2 p) XeF_4

5. Určete základní tvar VSEPR těchto iontů a jejich skutečný tvar:

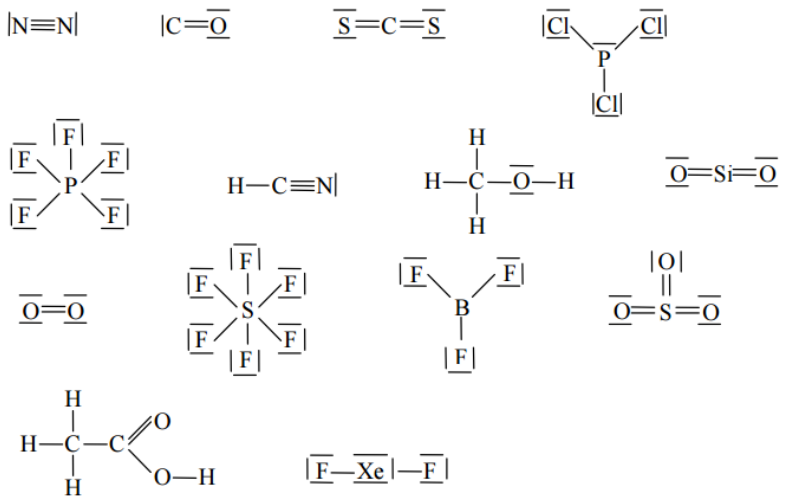
a) SO_3^{2-} b) $[Fe(CN)_6]^{3-}$
c) PO_4^{3-} d) $[PCl_6]^-$
e) $[AuCl_4]^-$ f) ClO_2^-
g) $[BF_4]^-$ h) $[AlF_6]^{3-}$
i) CO_3^{2-} j) SO_3F^-
k) $[SiF_6]^{2-}$ l) H_3O^+

6. Odhadněte, zda molekula cyklopentanu je planární či nikoliv. Odůvodněte.

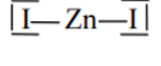
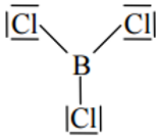
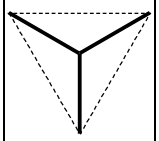
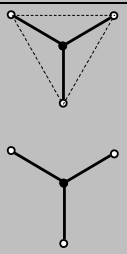
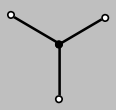
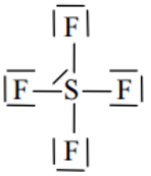
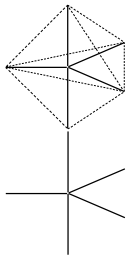
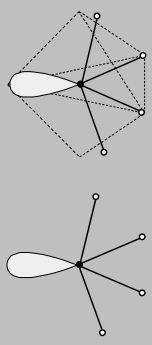
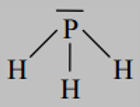
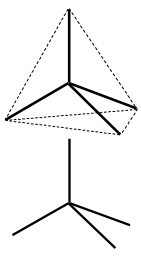
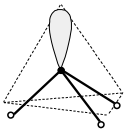
7. Cyklopropan je velmi reaktivní sloučenina. Zdůvodněte, proč často reaguje za současného rozštěpení vazby C-C.

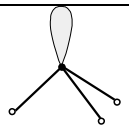
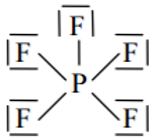
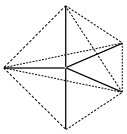
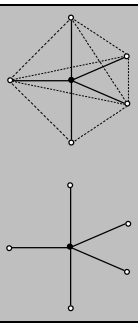
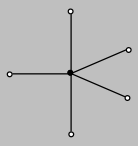
Výsledky:

1.



2.

Molekulový vzorec	Elektronový strukturní vzorec	n_σ	n_n	n_{celk}	Základní tvar VSEPR		Rozmístění σ- a n-elektronových párů středového atomu, případná deformace	Skutečný tvar molekuly	
ZnI_2		2	0	2		Lineární			Lineární
BCl_3		3	0	3		Rovnostranný trojúhelník			Rovnostranný trojúhelník
SF_4		4	1	5		Trigonální (trojboká) bipyramida			Deformovaná tetragonální pyramida
PH_3		3	1	4		pravidelný tetraedr			Tetraedr (trigonální pyramida)

									
PF_5		5	0	5		Trigonální (trojboká) bipyramida			Trigonální (trojboká) bipyramida

3. a) sp^3 b) sp^2
   c) sp^3d d) sp^3d^2
   e) sp f) sp^3
   g) sp^3 h) sp
   i) sp j) sp^3d^2
   k) sp^2 l) sp^3d
   m) sp^3d n) sp^3d^3
   o) sp^2 p) sp^3d^2

4. a) pravidelný tetraedr, lomená
   b) rovnostranný trojúhelník, rovnoramenný trojúhelník
   c) trigonální bipyramida, trigonální bipyramida
   d) tetragonální bipyramida, tetragonální pyramida
   e) lineární, lineární
   f) pravidelný tetraedr, tetraedr
   g) pravidelný tetraedr, pravidelný tetraedr
   h) lineární, lineární
   i) lineární, lineární
   j) tetragonální bipyramida, tetragonální pyramida
   k) rovnostranný trojúhelník, rovnostranný trojúhelník
   l) trigonální bipyramida, tvar deformovaného T
   m) trigonální bipyramida, trigonální bipyramida
   n) pentagonální bipyramida, pentagonální bipyramida

o) rovnostranný trojúhelník, lomená

p) tetragonální bipyramida, čtverec

5. a) rovnostranný trojúhelník, rovnostranný trojúhelník

b) tetragonální bipyramida, tetragonální bipyramida

c) pravidelný tetraedr, pravidelný tetraedr

d) tetragonální bipyramida, tetragonální bipyramida

e) čtverec, čtverec

f) pravidelný tetraedr, lomená

g) pravidelný tetraedr, pravidelný tetraedr

h) tetragonální bipyramid, tetragonální bipyramida

i) rovnostranný trojúhelník, rovnostranný trojúhelník

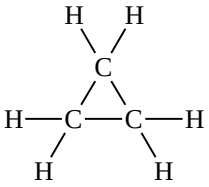
j) pravidelný tetraedr, deformovaný tetraedr

k) tetragonální bipyramida, tetragonální bipyramida

l) pravidelný tetraedr, trigonální pyramida

6. Není planární, sp^3 hybridizace orbitalu atomu C.

7. Skutečný tvar molekuly cyklopropanu je takový, jako ukazuje vzorec níže, tj. vnitřní úhly C – C – C mají velikost 60 °. Podle teorie VSEPR by však na atomech uhlíku mělo být tetraedrické uspořádání s vazebnými úhly 109,5. Vazby σ lokalizované mezi atomy uhlíku jsou tedy příliš blízko k sobě a odpuzují se.



12. Lokalizace vazeb

A

1. Nakreslete tři základní typy rozmístění dvojných vazeb v organických sloučeninách a pojmenujte je.

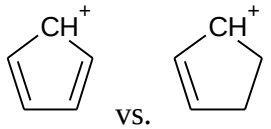
2. Vysvětlete, které vazby v molekule benzenu jsou lokalizované a které delokalizované.

3. Může k delokalizaci vazeb docházet i u jiných látek než aromatických? Pokud ano, uveďte příklady. Pokud ne, vysvětlete příčiny.

4. Vysvětlete základy teorie rezonance. Ilustrujte je na příkladu molekuly benzenu.

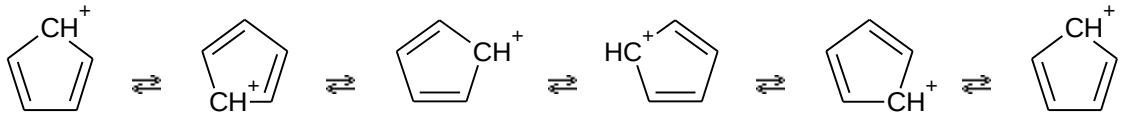
B

1. Z uvedené dvojice systémů vyberte stabilnější:

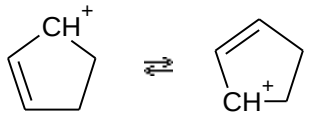


Řešení:

Stabilnější systém je ten, který má více tzv. rezonančních struktur. Ze záznamu níže je zřejmé, že více rezonančních struktur má vzorec zapsaný v zadání vlevo (se dvěma dvojnými vazbami), tento systém je tedy stabilnější:



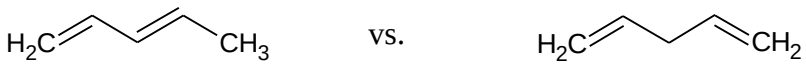
I II III IV V VI

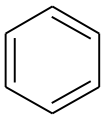
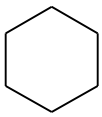


I II

C

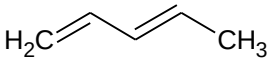
1. Z uvedených dvojic systémů vyberte stabilnější. Svoji volbu odůvodněte.

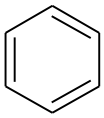
a) 

b)  vs. 

Výsledky:

1. Stabilnější je:

a) 

b) 

13. Polarita vazeb

A

1. Jak je zavedena klasifikace vazeb na nepolární, polární a iontové?

2. Co vyjadřuje parciální náboj? Jak se značí parciální náboj?

3. Jak se liší formální a efektivní náboj iontů?

4. Definujte dipólový moment dvojatomové molekuly.

5. K čemu v chemii může sloužit znalost hodnoty dipólového momentu?

6. Jak vypočtete dipólový moment tří- a víceatomových molekul z hodnot dipólových momentů vazeb?

7. Vysvětlete, u kterých látek a jak vzniká indukční efekt. Které druhy indukčních efektů znáte?

8. Vysvětlete, u kterých látek a jak vzniká mezomerní efekt. Které druhy mezomerních efektů znáte?

B

1. Délka vazby v molekule fluorovodíku je $\ell = 0{,}916 \cdot 10^{-10}$ m. Experimentálně zjištěná hodnota dipólového momentu HF je $\mu = 6{,}4 \cdot 10^{-30}$ C m. Vypočítejte velikost efektivního náboje Q na iontech H^+, F^-. Kolikrát je tato hodnota menší než náboj formálně přítomný na uvedených atomech (tzv. formální náboj)?

Řešení:

Dipólový moment $\vec{\mu}$ molekuly HF je definován vztahem $\vec{\mu} = Q \cdot \vec{\ell}$, pro velikosti $\mu = Q \cdot \ell$.

Po číselném dosazení:

$$6{,}4 \cdot 10^{-30} = Q_E \cdot 0{,}916 \cdot 10^{-10} \Rightarrow Q_E = \frac{6{,}4 \cdot 10^{-30}}{0{,}916 \cdot 10^{-10}} = 6{,}987 \cdot 10^{-20}\ \text{C}$$

Vypočítaný údaj je absolutní hodnota **efektivního** (= skutečného) náboje na iontech H^+ a F^-.

Absolutní hodnota **formálního** náboje na jednotlivých iontech je $Q_T = \pm 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C. Pak:

$$\frac{Q_T}{Q_E} = \frac{1{,}602 \cdot 10^{-19}}{6{,}987 \cdot 10^{-20}} = 2{,}2928 \doteq 2{,}3$$

Efektivní náboj na iontech H^+, F^- v molekule HF je asi 2,3× menší než náboj formální.

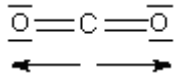
2. Z následujících sloučenin vyberte takové, které mají nenulový dipólový moment: O_2, HBr, CO_2, CF_4 a H_2O:

Řešení:

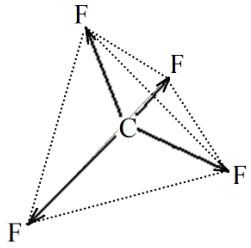
U dvouatomových molekul posoudíme rozdíl elektronegativit obou vázaných atomů. Jde-li o atomy téhož prvku, je vazba nepolární (O_2). Pokud jsou vázány různé prvky, pak jde vždy o vazbu polární, tj. taková molekula má vždy dipólový moment. Pokud je však rozdíl elektronegativit menší než 0,4, pak se definicí taková molekula prohlašuje za nepolární. V případě vodíku a bromu je rozdíl elektronegativit 0,5, molekula HBr tedy má nenulový dipólový moment.

U víceatomových molekul nejprve zapíšeme elektronové strukturní vzorce uvažovaných látek, určíme typ hybridizace středového atomu a skutečný tvar molekuly. Pak vyznačíme dipólové momenty jednotlivých vazeb a pomocí pravidel pro sčítání vektorů určíme, zda jejich výslednice je nulová či ne.

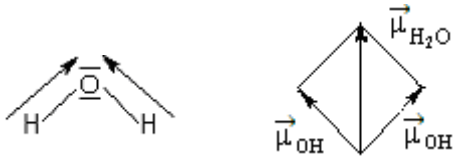
CO_2: Hybridizace sp, molekula je lineární, dipólové momenty vazeb směřují na opačné strany a navzájem se ruší. Celkový dipólový moment má nulovou hodnotu.



CF_4: Molekula má tvar pravidelného tetraedru, hybridizace sp^3. Dipólové momenty vazeb se vykompenzují. Celkový dipólový moment má nulovou hodnotu.



H_2O: Hybridizace sp^3, lomená molekula. Dipólové momenty vazeb se nevyruší, výsledný dipólový moment je nenulový.



C

1. Které z uvedených molekul mají nenulový dipólový moment? H_2, H_2S, BF_3, CHF_3, PCl_5, CCl_4, NH_3, H_2O, F_2, HF, o-, m- p-$C_6H_4Br_2$

2. Na základě indukčního efektu odhadněte, zda je silnější kyselinou kyselina octová, nebo kyselina trifluorooctová. Odůvodněte.

3. Oxid uhelnatý má délku vazby $1{,}13 \cdot 10^{-10}$ m a dipólový moment $0{,}36 \cdot 10^{-30}$ C m. Oxid dusnatý má délku vazby $1{,}59 \cdot 10^{-10}$ m a dipólový moment $0{,}33 \cdot 10^{-30}$ C m. Která z těchto látek má větší parciální náboj na atomu kyslíku?

4. Chlorovodík má délku vazby $1{,}27 \cdot 10^{-10}$ m a dipólový moment $3{,}60 \cdot 10^{-30}$ C m. Jodovodík má délku vazby $1{,}60 \cdot 10^{-10}$ m a dipólový moment $1{,}27 \cdot 10^{-30}$ C m. Je silnější kyselina chlorovodíková, nebo jodovodíková? Odpověď podložte výpočtem efektivního náboje na atomu vodíku.

Výsledky:

1. HF, H_2S, CHF_3, o-, m- p-$C_6H_4Br_2$
2. kyselina trifluorooctová
3. CO (CO: $3{,}19 \cdot 10^{-21}$ C, NO: $2{,}08 \cdot 10^{-21}$ C)
4. HCl (HCl: $2{,}83 \cdot 10^{-20}$ C, HI: $7{,}94 \cdot 10^{-21}$ C)

14. Kovalentní látky

A

1. Vysvětlete následující pojmy: kovalentní látka, nízkomolekulární kovalentní látka, vysokomolekulární kovalentní látka, iontová látka, kovová látka.

2. Vyjmenujte aspoň tři příklady:
   a) nízkomolekulárních kovalentních látek,
   b) vysokomolekulárních kovalentních látek,
   c) iontových látek,
   d) kovových látek.

3. Jaké typy prostorových uspořádání molekul vysokomolekulárních kovalentních látek znáte? Ke každému typu uveďte alespoň jeden příklad.

4. K následujícím látkám Hg, NaCl, diamant, W, SiO_2, H_2, tuha napište:
   a) v jakém skupenském stavu se nacházejí při pokojové teplotě,
   b) zda jsou při pokojové teplotě elektricky vodivé,
   c) zda jsou jejich teploty tání a varu vysoké nebo nízké ve srovnání s vodou.

5. Zdůvodněte rozdílnost fyzikálních vlastností grafitu a diamatu.

C

1. $PbCl_4$ je kapalina s teplotou varu 105 °C. Jsou vazby v této sloučenině iontové nebo kovalentní? Jak jste to určili? Odhadněte velikost vazebného úhlu Cl-Pb-Cl.

2. Tabulka na konci tohoto příkladu poskytuje informace o látkách I – VII. Na základě těchto dat se pokuste odpovědět na následující otázky:
   a) Které z uvedených látek by mohly být kovy? Odůvodněte.
   b) Které látky by mohly být iontové sloučeniny? Odůvodněte.
   c) Dvě z uvedených látek obsahují pouze kovalentní vazby. Které? Odůvodněte.
   d) O které z látek byste očekávali, že bude extrémně tvrdá?

Látka	Teplota tání (°C)	Elektrická vodivost		Rozpustnost ve vodě
		Pevná fáze	Kapalná fáze	
I	6,5	špatná	špatná	ne
II	801	špatná	dobrá	ano
III	-53,5	špatná	špatná	ne
IV	1535	dobrá	dobrá	ne
V	870	špatná	dobrá	ano

VI	2045	špatná	–	ne
VII	321	dobrá	dobrá	ne

Výsledky:

1. kovalentní, 109°28´
2. a) IV, VII
   b) II, V
   c) I, III
   d) VI

15. Koordinační sloučeniny

A

1. Jaký je rozdíl mezi pojmy „koordinační sloučenina“ a „komplexní sloučenina“?

2. Vysvětlete následující pojmy: centrální atom, ligand, koordinační číslo, kompenzující ion, chelát, chelátový efekt, chelátový ligand, izomerie koordinačních sloučenin.

3. Jak se liší vazba koordinačně-kovalentní od kovalentní?

4. Ve které oblasti chemie se hodně využívá chelátového efektu?

5. Vysvětlete, co je spektrochemická řada a uveďte ve správném pořadí některé její členy.

6. Vysvětlete, proč jsou oxid uhelnatý a kyanidy extrémně toxické.

B

1. Uvažujme kationt $[Co(en)_2(NO_2)_2]^+$. Odpovězte na následující otázky:
   a) Který atom je centrální?
   b) Co značí zkratka „en“ uvedená ve vzorci?
   c) Jaké je oxidační číslo centrálního atomu?
   d) Vypište jednovazné ligandy, pokud se ve sloučenině vyskytují.
   e) Vypište dvojvazné ligandy, pokud se ve sloučenině vyskytují.
   f) Vypište vícevazné (tj. více než dvojvazné) ligandy, pokud se ve sloučenině vyskytují.
   g) Jaké je koordinační číslo centrálního atomu?

Řešení:

a) Centrální atom se zapisuje jako první doleva do hranaté závorky. V tomto případě to je kobalt.

b) Zkratka „en“ znamená ethylendiamin, tj. $NH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}NH_2$. Jedná se o tzv. názvoslovnou zkratku.

c) $x + 2\cdot 0 + 2\cdot(-1) = 1 \Rightarrow x = 3$. Oxidační číslo centrálního atomu je +III.

d) NO_2^-.

e) Ethylendiamin.

f) Ve sloučenině nejsou.

g) $2\cdot 2 + 2\cdot 1 = 6$

2. V následujících sloučeninách určete koordinační číslo centrálního atomu.

a) $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$

b) $[Fe(CN)_6]^{3-}$

c) $[Cr(NH_3)_3Cl_3]$

d) $[Co(en)_2(H_2O)CN]^{2+}$

Řešení:

Koordinační číslo centrálního atomu udává počet donorových atomů navázaných na daný centrální atom. V zadaných příkladech jsou všechny ligandy jednovazné, kromě ethylenaminu, který je dvojvazný.

a) $4 \cdot 1 + 2 \cdot 1 = 6$

b) $6 \cdot 1 = 6$

c) $3 \cdot 1 + 3 \cdot 1 = 6$

d) $2 \cdot 2 + 1 + 1 = 6$

U všech uvedených sloučenin má koordinační číslo centrálního atomu hodnotu 6.

3. U následujících koordinačních sloučenin určete oxidační číslo centrálního atomu:

a) $[Co(H_2O)_6]I_3$

b) $[Ru(NH_3)_5Cl]^{2+}$

c) $[Fe(CN)_6]^{4-}$

d) $[Co(NH_3)_6]Cl_2$

e) $[Cr(H_2O)_5Br]Br_2$

Řešení:

Nejprve určíme náboj každého z ligandů a každého z kompenzujících iontů. Následně pak využijeme skutečnost, že celkový elektrický náboj uvažované molekuly či iontu je roven součtu elektrických nábojů (či oxidačních čísel) ligandů, centrálního atomu a kompenzujících iontů.

a) $H_2O^0 \quad I^{-I} \quad Co^x \quad x + 6 \cdot 0 + 3 \cdot (-1) = 0 \quad \Rightarrow x = 3 \quad Co^{III}$

b) $NH_3^0 \quad Cl^{-I} \quad Ru^x \quad x + 5 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) = 2 \quad \Rightarrow x = 3 \quad Ru^{III}$

c) $(CN)^- \quad Fe^x \quad x + 6 \cdot (-1) = -4 \quad \Rightarrow x = 2 \quad Fe^{II}$

d) $NH_3^0 \quad Cl^{-I} \quad Co^x \quad x + 6 \cdot 0 + 2 \cdot (-1) = 2 \quad \Rightarrow x = 2 \quad Co^{II}$

e) $H_2O^0 \quad Br^{-I} \quad Cr^x \quad x + 5 \cdot 0 + 3 \cdot (-1) = 0 \quad \Rightarrow x = 3 \quad Cr^{III}$

3) U následujících sloučenin uveďte druhý z dvojice izomerů. Je udán typ izomerie.

a) $[Co(NH_3)_5SO_4]Cl$, ionizační izomerie

b) cis-tetraammin-dichlorokobaltitý kationt, geometrická izomerie

c) $[Cr(NH_3)_4(NO_2)Cl]Cl$, vazebná izomerie

d) $[Pt(NH_3)_4][NiCl_4]$, koordinační izomerie

Řešení:

a) $[Co(NH_3)_5Cl]SO_4$ (odlišné rozdělení iontů mezi koordinační částici a kompenzující sféru)

b) trans-tetraammin-dichlorokobaltitý kationt (izomerie cis-trans, cis znamená pozici dvou shodných ligandů vedle sebe, trans znamená pozici dvou shodných ligandů naproti sobě).
c) $[Cr(NH_3)_4(ONO)Cl]Cl$ (odlišný způsob navázání téhož ligandu na centrální atom)
d) $[Ni(NH_3)_4][PtCl_4]$ (opačné umístění centrálních atomů v koordinačním kationtu a koordinačním aniontu)

4. Na základě teorie ligandového pole zjistěte obsazení molekulových orbitalů podílejících se na koordinačně-kovalentní vazbě v těchto koordinačních částicích:

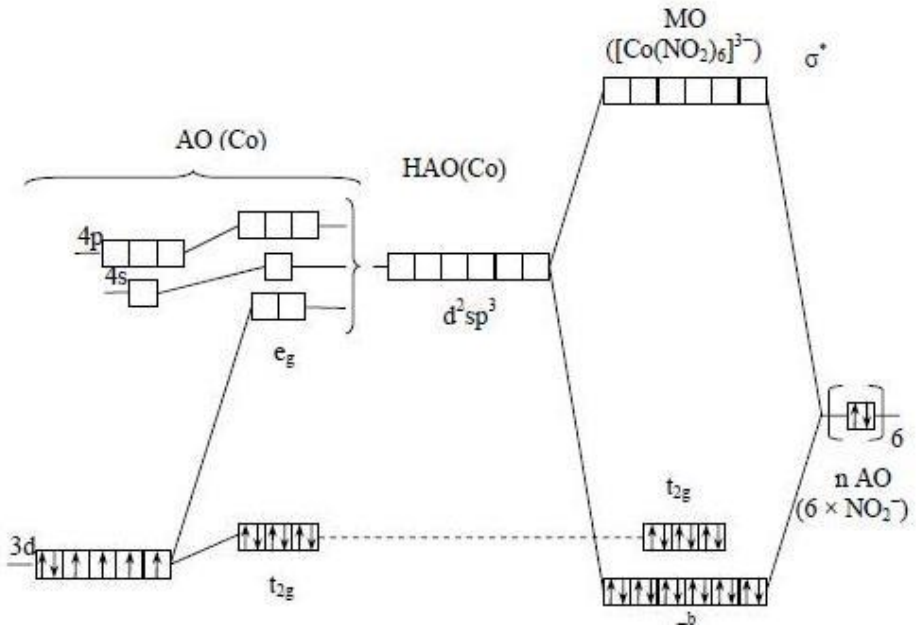
a) $[Co(NO_2)_6]^{3-}$

b) $[Co(H_2O)_6]^{3+}$

Řešení:

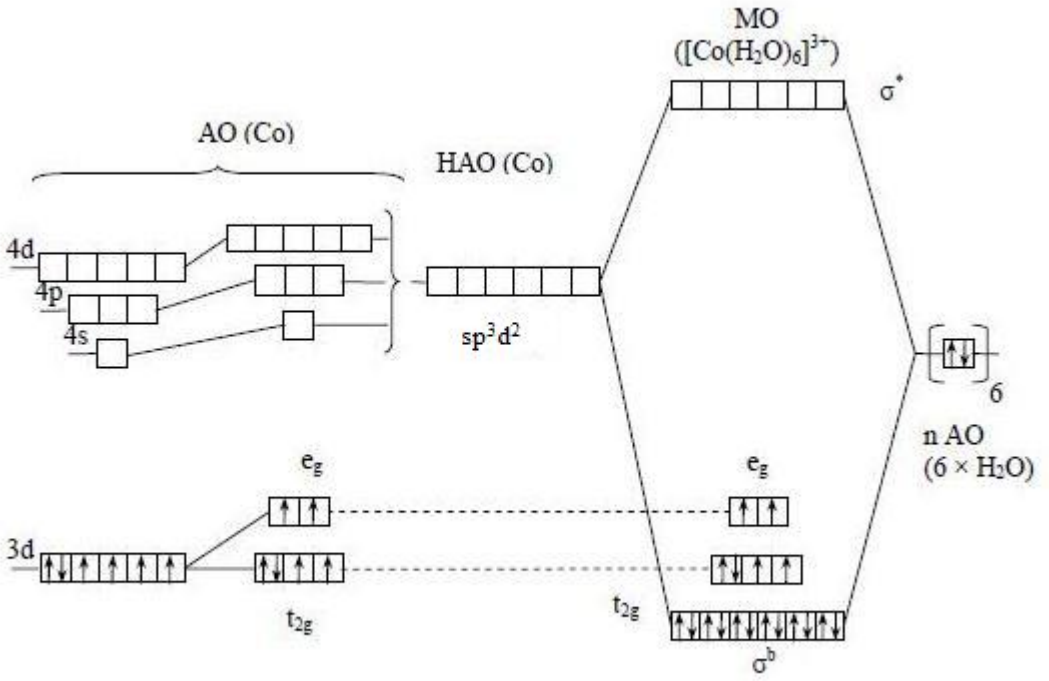
a) Konfigurace Co^{3+}: [Ar] $3d^6\ 4s^0\ 4p^0$

Ze spektrochemické řady ligandů zjistíme, že ligandy NO_2^- vytvářejí silné ligandové pole. Proto energetické štěpení d-orbitalů na t_{2g} a e_g bude velké.



b) Konfigurace Co^{3+}: [Ar] $3d^6\ 4s^0\ 4p^0$

Ze spektrochemické řady ligandů zjistíme, že ligandy H_2O vytvářejí slabé ligandové pole. Proto energetické štěpení d-orbitalů na t_{2g} a e_g bude malé. sp^3d^2



C

1. Označte v níže uvedených sloučeninách centrální atom včetně jeho oxidačního čísla, ligandy, koordinační částici, kompenzující ion a určete koordinační číslo centrálního atomu.

a) $K_3[Fe(CN)_6]$

b) $Na[Co(CN)_4]$

c) $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$

d) $[Co(NH_3)_5I]Br_2$

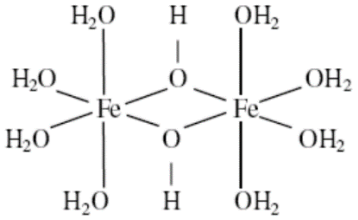
e) $[Cu(NH_2CH_2CH_2NH_2)_2]Cl_2$

f) $[Co(NH_3)_3(H_2O)Cl_2]Cl$

g) $[Pt(NH_3)_4][PtCl_4]$

h) $K_3[Fe(CO)(CN)_5]$

i)



2. Seřaďte níže uvedené ligandy od nejslabšího po nejsilnější. Využijte spektrochemickou řadu. Ligandy k seřazení: OH^-, H_2O, CN^-, Cl^-, NH_3

Výběr ze spektrochemické řady:

slabé ligandové pole $\mathbf{I^-} < \mathbf{Br^-} < CrO_4^- < \mathbf{Cl^-} < SCN^- < N_3^- < \mathbf{F^-} < S_2O_3^{2-} < CO_3^{2-} < OH^- < < NO_3^- < SO_4^{2-} < O^{2-} < \mathbf{H_2O} < (COO)^{2-} < NCS^- < NO_2^- <$ $\mathbf{NH_3}$ < ethylendiamin < H^- < CH_3^- < $C_6H_5^-$ < $C_5H_5^-$ < **CO** < $\mathbf{CN^-}$ **silné ligandové pole**

3. Pomocí pozice ligandů ve spektrochemické řadě rozhodněte, jestli reakce proběhne. Pokud ano, napište produkty.

a) $[Pt(H_2O)_4]^{2+} + 4\ NH_3 \rightarrow$

b) $[Pt(NH_3)_4]^{2+} + 4\ H_2O \rightarrow$

c) $[Pt(H_2O)_4]^{2+} + 4\ CN^- \rightarrow$

d) $[Pt(NH_3)_4]^{2+} + 4\ CN^- \rightarrow$

e) $[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 6\ F^- \rightarrow$

f)) $[Fe(CN)_6]^{3-} + 6\ OH^- \rightarrow$

g) $[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 6\ CN^- \rightarrow$

4. Jak jsou zaplněny elektrony atomové orbitaly centrálního atomu, skupinové orbitaly ligandů a molekulové orbitaly v kationtu $[Co(NH_3)_6]^{3+}$? Energetické štěpení d-orbitalů v uvedené v uvedené koordinační částici je větší než energie odpudivého působení mezi elektrony s opačnými spiny. Je tato látka paramagnetická, nebo diamagnetická?

5. Nakreslete energetické diagramy molekulových orbitalů pro částice $[Fe(CN)_6]^{3-}$ a $[FeF_6]^{3-}$. Srovnejte jejich oxidační vlastnosti.

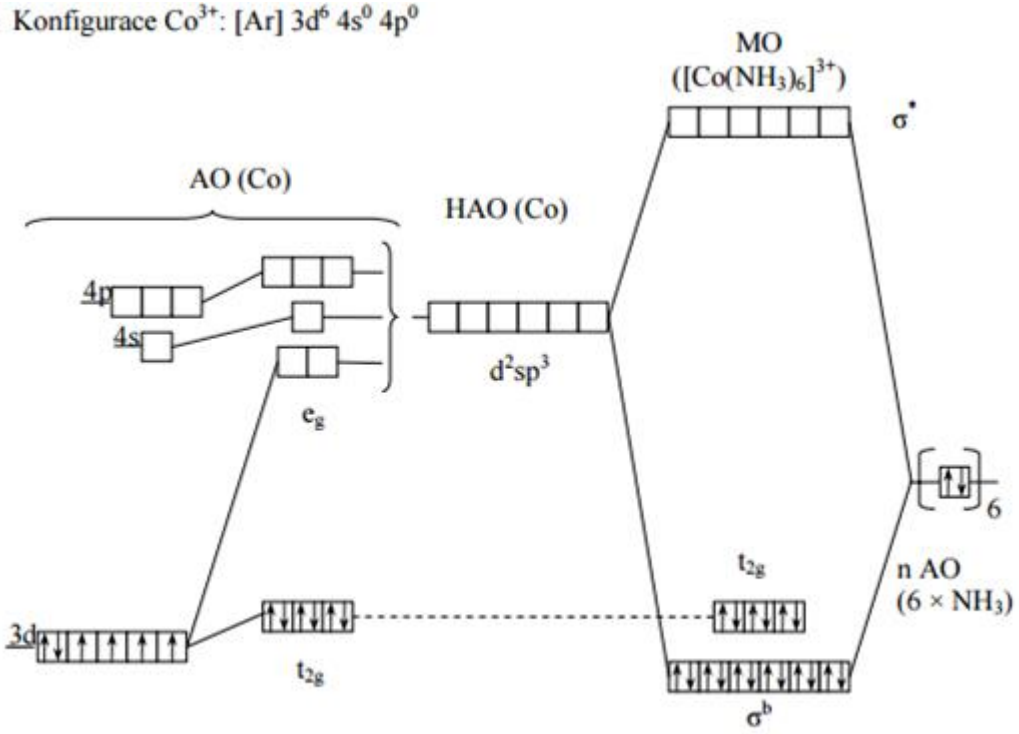
Výsledky:

1.

koordinační sloučenina	centrální atom	ligandy	koordinační částice	kompenzující ion (-ty)	koordinační číslo centrálního atomu
$K_3[Fe(CN)_6]$	Fe^{3+}	CN^-	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	K^+	6
$Na[Co(CN)_4]$	Co^{3+}	CN^-	$[Co(CN)_4]^-$	Na^+	4
$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$	Cr^{3+}	H_2O	$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$	Cl^-	6
$[Co(NH_3)_5I]Br_2$	Co^{3+}	NH_3, I^-	$[Co(NH_3)_5I]^{2+}$	Br^-	6
$[Cu(NH_2CH_2CH_2NH_2)_2]^{2+}$	Cu^{2+}	$(NH_2CH_2CH_2NH_2)$	$[Cu(NH_2CH_2CH_2NH_2)_2]^{2+}$	---	4
$[Co(NH_3)_3(H_2O)Cl_2]Cl$	Co^{3+}	NH_3, H_2O, Cl^-	$[Co(NH_3)_3(H_2O)Cl_2]^+$	Cl^-	6
$[Pt(NH_3)_4][PtCl_4]$	Pt^{2+}, Pt^{2+}	NH_3, Cl^-	$[Pt(NH_3)_4]^{2+}$, $[PtCl_4]^{2-}$	---	4, 4
$K_3[Fe(CO)(CN)_5]$	Fe^{2+}	CO, CN^-	$[Fe(CO)(CN)_5]^{3-}$	K^+	6
$[Fe_2(H_2O)_8(OH)_2]^{4+}$	Fe^{3+}	$(H_2O)(OH)^-$	$[Fe_2(H_2O)_8(OH)_2]^{4+}$	---	6, 6

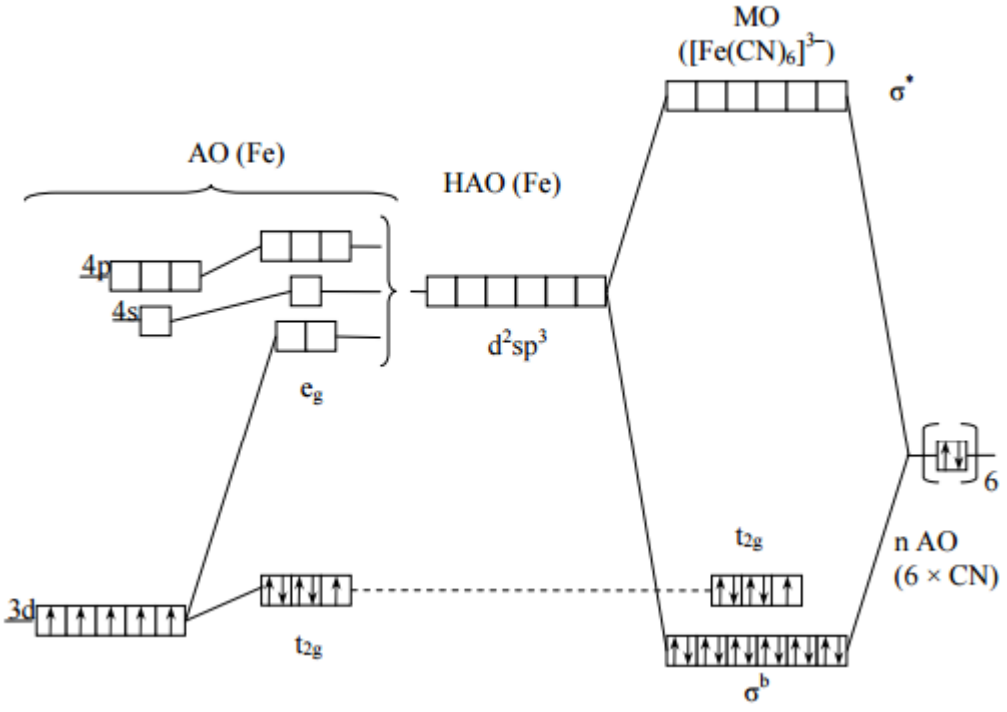
2. Cl^-, OH^-, H_2O, NH_3, CN^-
3. a) $[Pt(H_2O)_4]^{2+} + 4NH_3 \rightarrow [Pt(NH_3)_4]^{2+} + 4\ H_2O$
   b) ne
   c) $[Pt(H_2O)_4]^{2+} + 4CN^- \rightarrow [Pt(CN)_4]^{2-} + 4\ H_2O$
   d) $[Pt(NH_3)_4]^{2+} + 4CN^- \rightarrow [Pt(CN)_4]^{2-} + 4NH_3$
   e) ne
   f) ne
   g) $[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 6CN^- \rightarrow [Cr(CN)_6]^{3-} + 6\ H_2O$

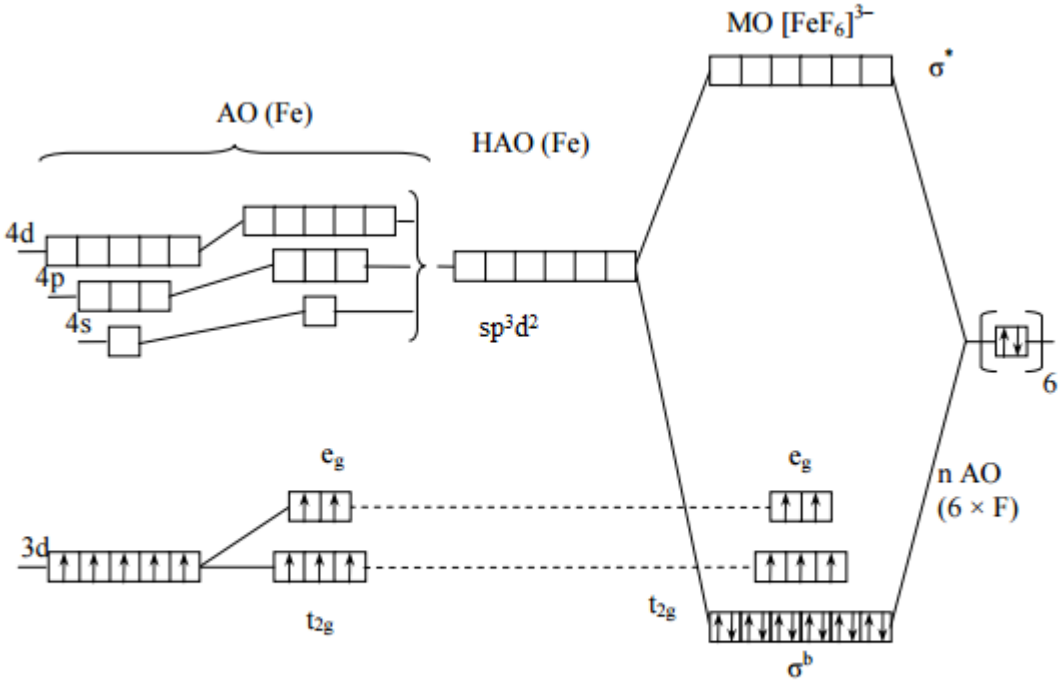
4. Konfigurace Co^{3+}: [Ar] $3d^6\ 4s^0\ 4p^0$



Diamagnetická.

5. a)





b) Částice $[Fe(CN)_6]^{3-}$ má na rozdíl od částice $[FeF_6]^{3-}$ silné oxidační vlastnosti, protože jí chybí 1 elektron do úplně zaplněné skupiny degenerovaných orbitalů.

16. Slabé vazebné interakce

A

1. Vysvětlete podstatu vzniku vodíkové vazby.

2. Jak intermolekulární vodíková vazba ovlivňuje teplotu tání a teplotu varu látek? Proč?

3. Jaký další typ vodíkových můstků znáte?

B

1. Seřaďte následující typy vazeb podle vzrůstající síly: vazba dipól-dipól, kovalentní vazba, Londonovy disperzní síly, vodíková vazba.

Řešení:

Nejslabší jsou Londonovy disperzní síly (vznikají díky okamžitým malým nepravidelnostem v rozložení elektrického náboje v molekule, která je v průměru elektricky neutrální), o něco silnější je obvykle vazba dipól-dipól (parciální náboje na atomech polární molekuly jsou větší než při fluktuaci náboje v molekule nepolární), následuje vodíková vazba, nejsilnější z nabídky je vazba kovalentní.

Pro ilustraci je zde uvedena tabulka s přibližnými energiemi uvedených typů vazeb:

Typ vazby	**Energie (eV)**
Londonovy disperzní síly	< 0,05
vazba dipól-dipól	0,02 – 0,1
vodíková vazba	0,1 – 0,5
kovalentní vazba	2 – 10

C

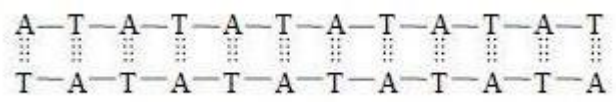
1. Teploty tání a varu CH_3COOH a $CH_3COOC_2H_5$ shrnuje následující tabulka. Zdůvodněte, proč hodnoty teploty tání a teploty varu jsou u $CH_3COOC_2H_5$ jsou nižší než tyto hodnoty u CH_3COOH.

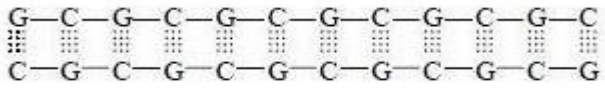
	teplota tání (°C)	teplota varu (°C)
CH_3COOH	17	118
$CH_3COOC_2H_5$	-83,6	77

2. Obrázek schématicky znázorňuje fragmenty DNA včetně párování bází. Písmena A, T, C, G jsou zkratky pro deoxyribonukleotidy obsahující následující bázi:

A – adenin, T – thymin, C – cytosin, G – guanin.

Odhadněte, který z řetězců a), b) podlehne denaturaci (oddělení řetězců) při vyšší teplotě.

a) 

b) 

3. Pro následující skupiny látek schematicky (bez konkrétních číselných hodnot) zakreslete závislost teploty varu na molární hmotnosti. Tvar závislosti odůvodněte.

   a) HF, HCl, HBr, HI
   b) H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te

4. Zakreslete elektronové strukturní vzorce následujících látek. Pokud mezi jejich molekulami vznikají vodíkové můstky, čárkovaně je do správných míst vyznačte.

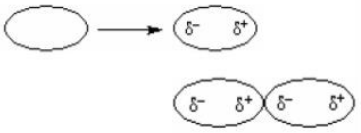
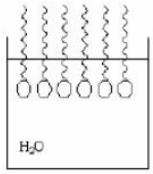
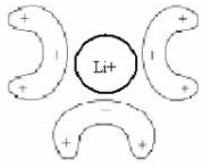
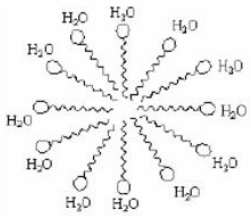
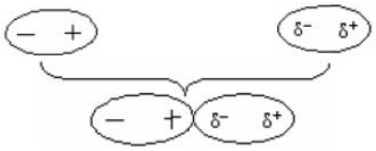
   a) HCl, HCl
   b) HCl, OH^-
   c) NH_3, NH_3
   d) H_2O, H_2O

5. Jak se spojují molekuly kyseliny šťavelové intermolekulárními vodíkovými můstky?

6. Jak vznikají intramolekulární vodíkové můstky v kyselině o-hydroxybenzoové?

7. Vzorce a schémata chemických látek I – XI zařaďte do skupin a) – e) podle toho, jaké interakci podléhají:

   a) interakce dipól – dipól
   b) interakce dipól – iont
   c) interakce dipól – indukovaný dipól (Debyeův efekt)
   d) Londonovy disperzní síly (Londonův efekt)
   e) hydrofobní

I. $C_{15}H_{31}COOH$	II. I_2	III. NaCl ve vodném roztoku
IV. Br_2	V. HF	VI. 
VII. 	VIII. 	IX.
X. 	XI. 	

8. Vyberte NEsprávné tvrzení o mezimolekulových silách:

   a) Vodíková vazba se může objevit ve struktuře proteinů (= bílkovin).

   b) Mezi molekulami vody jsou přítomny vodíkové můstky.

   c) Vodíkovou vazbu tvoří vodík jen s prvky s nízkou elektronegativitou.

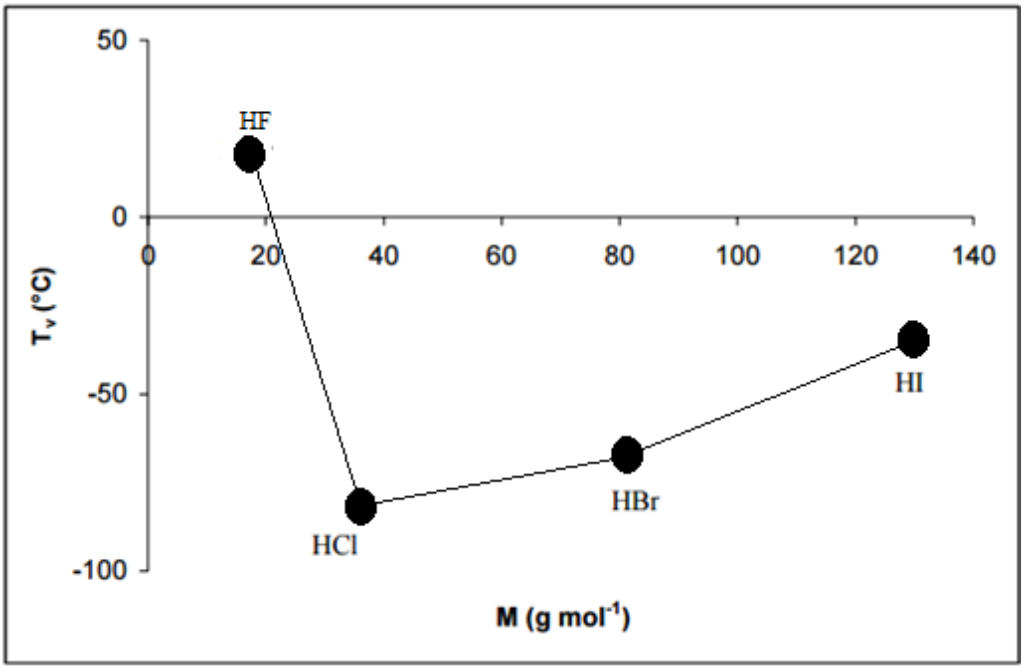
   d) Mezi atomy vzácných plynů a mezi nepolárními molekulami mohou působit Londonovy disperzní síly.

Výsledky:

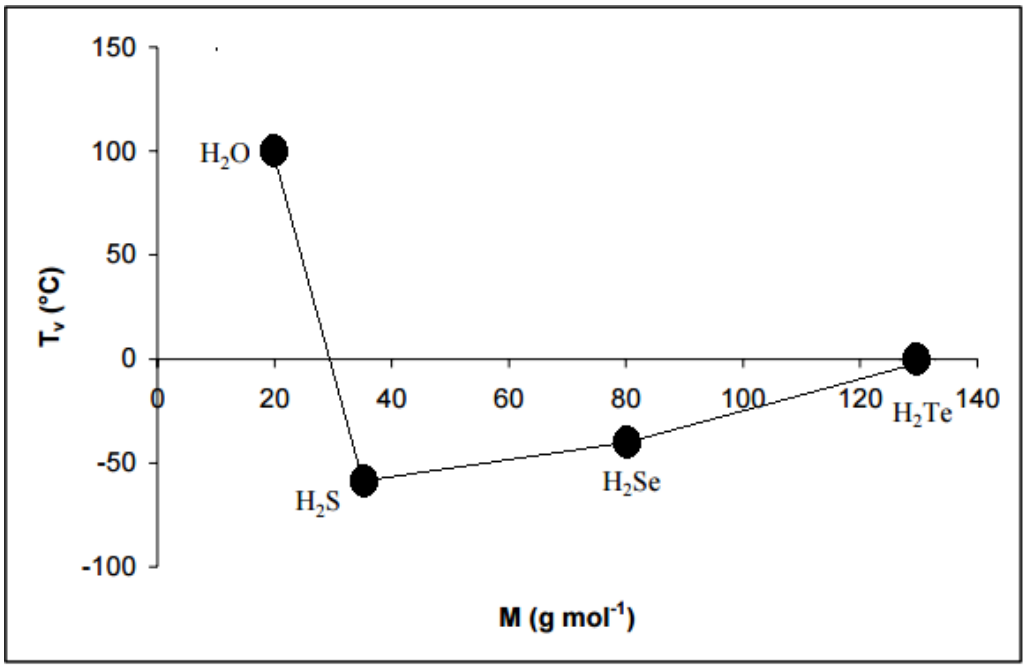
1. Mezi molekulami $CH_3COOC_2H_5$ nemůže docházet ke vzniku intermolekulárních vodíkových můstků jako v případě CH_3COOH.

2. Řetězec b) denaturuje při vyšší teplotě než řetězec a). Vlákna v řetězci b) jsou k sobě pevněji poutána, protože mezi cytosinem a guaninem jsou 3 vodíkové můstky, zatímco mezi adeninem a thyminem pouze 2.

3. a)



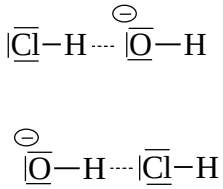
b)



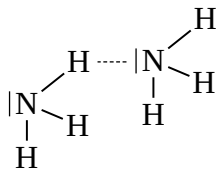
Obecně teplota tání i teplota varu u nízkomolekulárních kovalentních látek roste s jejich rostoucí molární hmotností. Závislosti v grafech by tedy měly mít rostoucí charakter. Sloučeniny HF a H_2O jsou však výjimky. Mají zvýšené teploty tání i varu, protože jejich molekuly jsou poutány vodíkovými můstky a vytvářejí tak shluky s větší molární hmotností.

4. a)

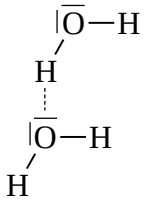
b)



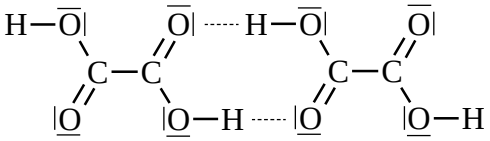
c)



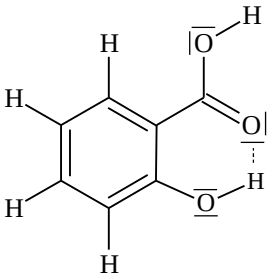
d)



5.



6.



7) a) b); c); d); e)

a) V., IX.
b) III., VIII.
c) XI.
d) II., IV., VI.
e) I., VII., X.

8. c)

17. Vazba v biopolymerech

A

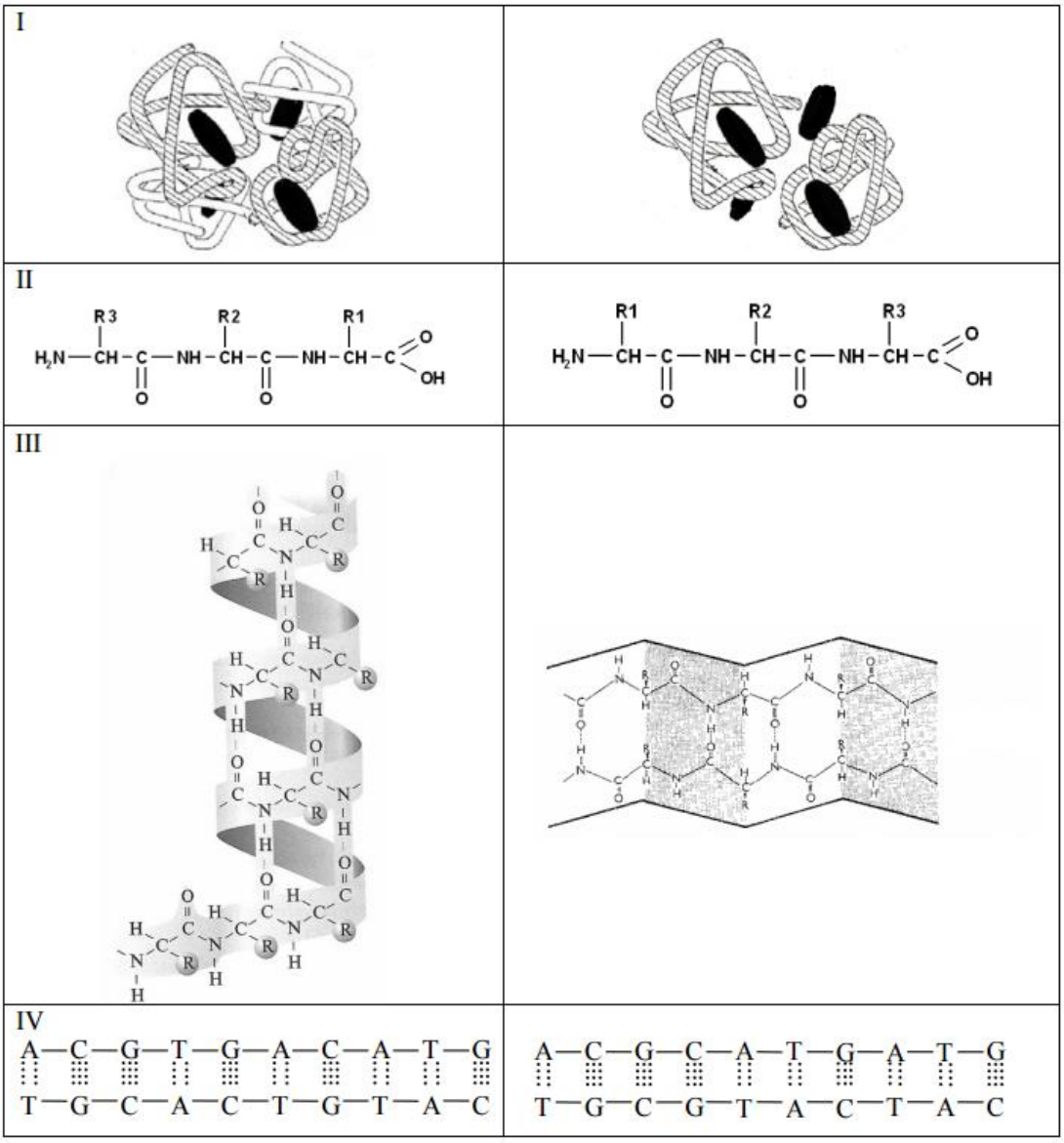
1. Vysvětlete pojem „biopolymer“ včetně rozkladu na slova tvořící tento termín. Uveďte příklady biopolymerů.

2. Na jakých úrovních popisujeme strukturu biopolymerů?
   a) Vyjmenujte je,
   b) uveďte stručnou charakteristiku každé úrovně.

C

1. Určete, jakým typem vazby jsou vzájemně vázány dusíkaté báze adenin s thyminem a guanin s cytosinem ve struktuře DNA.

2. Na jakých úrovních popisujeme strukturu biopolymerů? Určete, ve kterých úrovních se uvedené struktury na obrázcích liší.



Výsledky:

1. vodíkové vazby
2. I kvartérní, II primární, III sekundární, IV primární

18. Iontová vazba

A

1. Vysvětlete následující pojmy: iontová vazba, mřížková energie, hydratace, solvatace, efektivní náboj, formální náboj, polarizovatelnost iontů, polarizovatelnost vazby.

2. Jak musí být zaplněny valenční orbitaly atomů nebo iontů, aby jejich elektronová konfigurace byla stabilní?

3. Vysvětlete, proč elektrická vodivost tavenin iontových sloučenin je mnohem vyšší než vodivost těchto látek v krystalickém stavu.

4. Vysvětlete princip chladicí směsi.

5. Vysvětlete, na čem závisí deformovatelnost iontů

B

1. V následující reakci určete oxidační a redukční činidlo:

$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$

Řešení:

Nejprve určíme oxidační čísla všech zúčastněných prvků

$Zn^0(s) + 2H^{+I}Cl^{-I}(aq) \rightarrow Zn^{+II}Cl^{-I}{}_2(aq) + H_2{}^0(g)$

Nyní je zřejmé, že v systému probíhají tyto poloreakce:

$Zn^0(s) \rightarrow Zn^{+II} + 2e^-$ Zinek je oxidován, sám je redukčním činidlem.

$2H^{+I} + 2e^- \rightarrow H_2{}^0$ Kationt H^+ je redukován, sám je oxidačním činidlem.

C

1. Je možné, aby proběhla pouze oxidace nebo pouze redukce? Proč?

2. Vyberte z následujících reakcí tu, která není oxidačně-redukční:
   a) $2\ CuCl(aq) \rightarrow CuCl_2(aq) + Cu(s)$
   b) $2\ H_2O_2(l) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$
   c) $Cr_2O_7{}^{2-}(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow 2\ CrO_4{}^{2-}(aq) + H_2O(l)$
   d) $Cu(s) + 2\ Ag^+(aq) \rightarrow 2\ Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$

3. Jak se chová sůl na slaném pečivu za deště? Proč tomu tak je?

4. Seřaďte sloučeniny SO_2, SF_2, HI, OF_2 a H_2Se podle vzrůstajícího iontového charakteru jejich vazeb. Elektronegativity nalezněte v tabulkách.

5. U každé s následujících molekul posuďte, zda vazby v ní mají převážně iontový, nebo převážně kovalentní charakter. Můžete použít tabulky.

a) CaO
b) ClF
c) NO
d) CO
e) HI
f) SrO
g) PBr_3

6. Bez použití tabelovaných hodnot elektronegativit určete v uvedených trojicích molekulu s nejvíce iontovým charakterem vazby.

a) ICl, IBr, I_2
b) HBr, HCl, HI

7. Jedna z uvedených látek nemůže existovat. Která a proč? BrCl, ICl, IBr, ClI_3, ClF_3, IF_5.

8. Odhadněte, zda je lépe polarizovatelná molekula vodíku nebo molekula dusíku. Udejte, na základě čeho jste polarizovatelnost odhadli.

Výsledky:

1. Ne, oba děje musí běžet současně, protože elektrony nemohou mizet ani „vznikat z ničeho“.
2. c)
3. Vlhne (hydratuje). Příčinou je velká povrchová hustota kladného náboje na povrchu sodných kationtů a parciální záporný náboj na atomu kyslíku v molekule vody. Jedná se interakce ion-dipól.
4. HI, H_2Se, OF_2, SO_2, SF_2
5. iontový – a), f); kovalentní – b), c), d), e), g))
6. a) ICl
b) HCl
7. Nemůže existovat látka ClI_3, protože jod má menší elektronegativitu než chlor. Ve dvouprvkové sloučenině chloru a jodu musí mít chlor záporný náboj a bude zapsán vpravo od jodu.
8. N_2, více elektronů, dále od jader.

19. Kovová vazba

A

1. Nepatřící škrtněte:

Kovy jsou elektricky vodivé / nevodivé.

Kovy jsou tepelně vodivé / nevodivé.

Kovy jsou / nejsou kujné.

Kovy jsou / nejsou tažné.

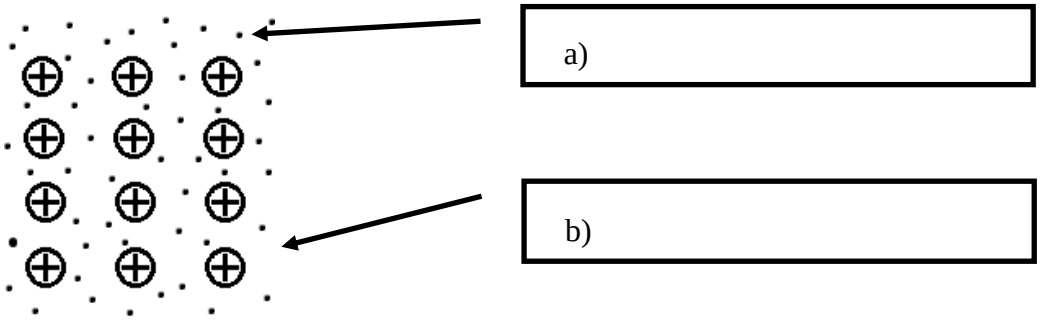
Slitina stříbra a zlata patří mezi slitiny substituční / intersticiální.

Slitina železa a uhlíku patří mezi slitiny substituční / intersticiální.

2. Jak závisí elektrická vodivost na teplotě u vodičů a jak u polovodičů? Zdůvodněte.

C

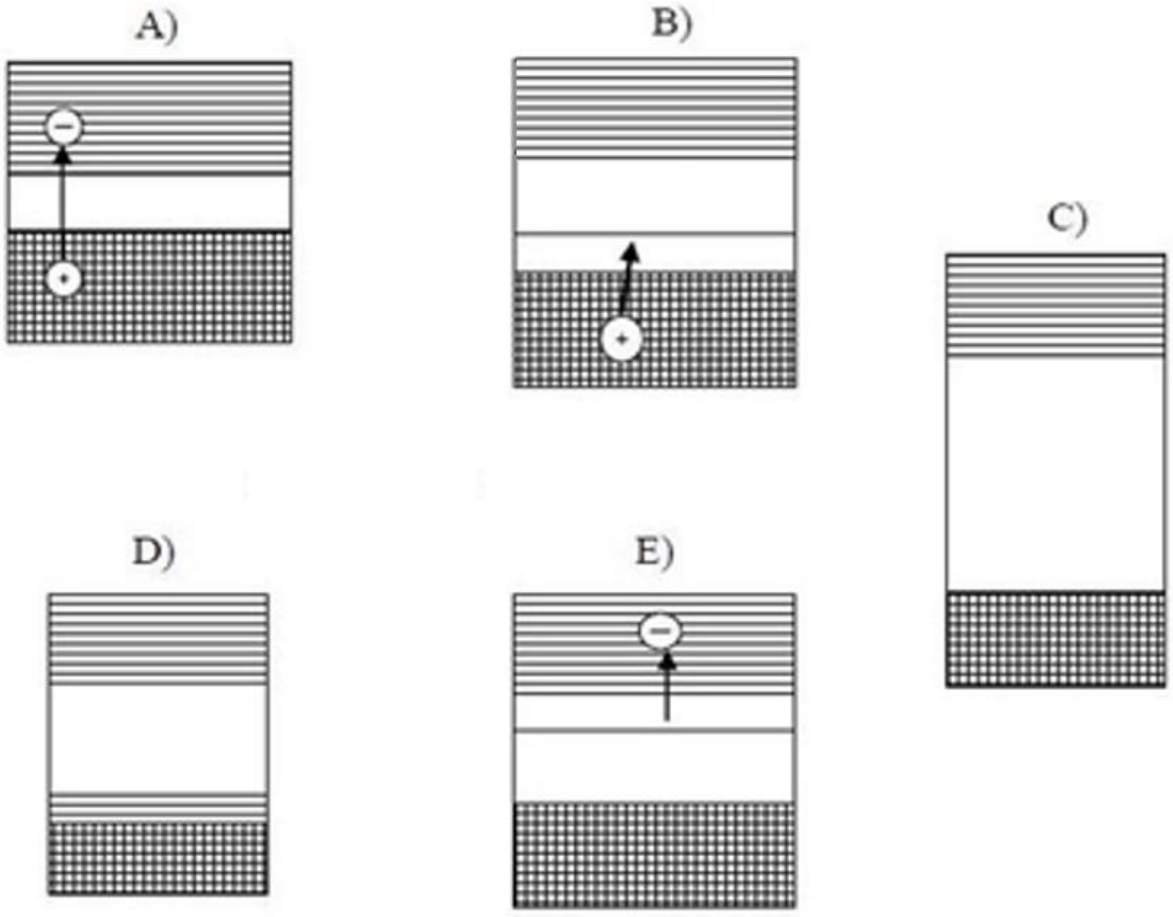
1. Do prázdných rámečků doplňte vysvětlivky k následujícímu modelu kovové mřížky:



2. K následujícím obrázkům z teorie pásového modelu vazby

   a) přiřaďte pojmy: kov, izolátor, vlastní polovodič, příměsový polovodič typu n, příměsový polovodič typu p,

   b) dopište, kde se ve schématech nachází vodivostní pás, zakázaný pás, valenční pás, donorová hladina, akceptorová hladina.



3. Víte o nějakém kovu, který při pokojové teplotě není kujný a tažný?

4. Proč jsou kovy dobrými vodiči elektrického proudu a dobrými tepelnými vodiči?

5. Víte o nějaké látce, která není kov, ale přesto v pevném skupenství dobře vede elektrický proud? Čím se to odůvodňuje?

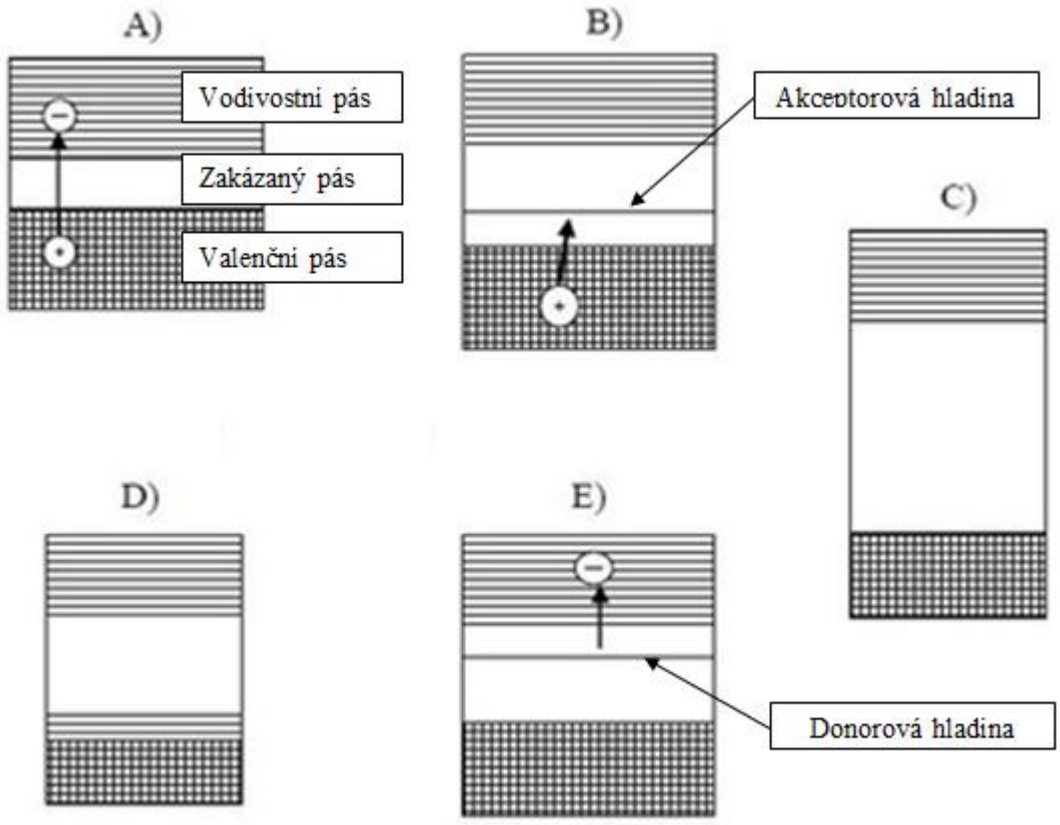
6. Vysvětlete rozdíly mezi elektrickými vodiči 1. a 2. druhu.

Výsledky:

1. a) elektronový plyn b) jádro + core atomů kovů

2. a) A vlastní polovodič, B příměsový polovodič typou p, C izolátor, D kov, E příměsový polovodič typu n

   b)



3. rtuť

4. Dobrou elektrickou a tepelnou vodivost kovů způsobují jejich volně pohyblivé valenční elektrony.

5. grafit – volně pohyblivé elektrony v prostorách mezi vrstvami

6. 1. druh: kovy – volně pohyblivé elektrony, platí Ohmův zákon.

   2. druh: roztoky a taveniny elektrolytů – volně pohyblivé ionty, neplatí Ohmův zákon.

20. Skupenské stavy

20.1 Plyny

A

1. Definujte ideální plyn.

2. Zapište stavovou rovnici ideálního plynu, vysvětlete symboly, uveďte vhodné jednotky pro dosazení.

3. Uveďte:
   - normální podmínky,
   - standardní podmínky.

4. Vysvětlete pojmy: parciální tlak, parciální objem.

5. Formulujte vztahy pro výpočet parciálních tlaků a parciálních objemů.

6. Čím se reálné plyny liší od plynu ideálního?

7. Co je to kritická teplota a kritický tlak? Jaký význam má kritická teplota při zkapalňování plynů?

8. Napište van der Waalsovu rovnici. Vysvětlete symboly. K čemu se tato rovnice používá?

9. Formulujte Avogadrův zákon.

10. Proč mají stejné objemy H_2, HCl a NH_3 (měřeno za stejné teploty a tlaku) různé hmotnosti?

11. Která z následujících látek by v plynném stavu vykazovala největší odchylky od chování ideálního plynu? Své rozhodnutí odůvodněte. CH_4, H_2, CH_3Cl, CH_3OH.

12. Pro ideální plyn schematicky nakreslete závislost:

- tlaku na objemu při konstantní teplotě
- tlaku na teplotě při konstantním objemu
- objemu na teplotě při konstantním tlaku.

B

1. Určité množství vodíku zaujímá při tlaku 200 kPa objem 500 cm^3. Za předpokladu, že teplota vodíku zůstane nezměněna, vypočítejte objem tohoto množství vodíku za normálního tlaku.

Řešení:

Použijeme stavovou rovnici ideálního plynu pV = nRT. Podmínky zadání označíme indexem „1“, normální podmínky indexem „2“. Platí: $p_1V_1=nRT_1$, $p_2V_2=nRT_2$, $T_1 = T_2$ (viz zadání).

$$\frac{p_1 \,.\, v_1}{p_2 \,.\, v_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{nebo} - \text{li} \frac{p_1 \,.\, v_1}{p_2 \,.\, v_2} = 1$$

odtud $p_1V_1 = p_2V_2$. Dosadíme číselně:
$200 \text{ kPa} \,.\, 500 \text{ cm}^3 = 101{,}325 \text{ kPa} \,.\, V_2$. Odtud: $V_2 = 986{,}9 \text{ cm}^3$.
Vodík bude zaujímat objem 986,9 cm^3.

2. Tlak He v ocelové láhvi při teplotě 20 °C je 2,5 MPa. Určete tlak v láhvi při teplotě 100 °C.

Řešení:

Použijeme stavovou rovnici ideálního plynu pV=nRT. Podmínky zadání označíme indexem „1“, konečné podmínky indexem „2“. Platí: $p_1V_1=nRT_1$, $p_2V_2=nRT_2$, $V_1 = V_2$.

$$\text{Podělením: } \frac{p_1}{T_2} = \frac{p_2}{T_1},$$

$$\text{po dosazení: } \frac{2{,}5 \text{ MPa}}{p_2} = \frac{20 + 273{,}15}{100 + 273{,}15},$$

odtud $p_2 = 3{,}18$ MPa.
Tlak He v láhvi při teplotě 100 °C je 3,18 MPa.

3. Jak musíme změnit objem 1 m^3 vodíku, aby po jeho ochlazení z teploty 25 °C na teplotu -80 °C zůstal jeho tlak nezměněn?

Řešení:

Použijeme stavovou rovnici ideálního plynu pV=nRT. Podmínky zadání označíme indexem „1“, konečné podmínky indexem „2“. Platí: $p_1V_1=nRT_1$, $p_2V_2=nRT_2$, $p_1 = p_2$.

$$\text{Podělením} \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2},$$

$$\text{po dosazení: } \frac{1\text{m}^3}{V_2} = \frac{(25 + 273{,}15)\text{K}}{(-80 + 273{,}15)\text{K}}, \text{nebo} - \text{li } \frac{1\text{m}^3}{V_2} = \frac{298{,}15 \text{ K}}{193{,}15 \text{ K}},$$

$\Rightarrow V_2 = 0{,}648 \text{ m}^3$
Má-li tlak vodíku zůstat nezměněn po ochlazení z teploty 25 °C na teplotu -80 °C, musí se jeho objem z 1 m^3 zmenšit na 0,6478 m^3.

4. Vypočítejte:

a) Hmotnost 1 litru kyslíku při normálních podmínkách
b) Počet molekul kyslíku, které jsou při normálních podmínkách obsaženy v 1 cm^3 kyslíku.

Řešení:

a) Použije stavovou rovnici ideálního plynu pV=nRT a vztah $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Spojením } pV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow m = \frac{pVM}{RT}$$

$$= \frac{101{,}325 \cdot 10^3 \text{ Pa} \,.\, 1 \text{ dm}^3 \,.\, 2 \,.\, 15{,}9994 \text{ g mol}^{-1}}{8{,}314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \,.\, (0 + 273{,}15)\text{K}}$$

m = 1,428 g.

b) Použije stavovou rovnici ideálního plynu pV=nRT a vztah $n = \frac{N}{N_A}$.

$$\text{Spojením } pV = \frac{N}{N_A}RT \Rightarrow N = \frac{pVN_A}{RT}$$

$$= \frac{101{,}325\ \text{kPa} \,.\, 1 \,.\, 10^{-3}\text{dm}^3 . 6{,}023 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}}{8{,}314\ \text{J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \,.\, (0 + 273{,}15)\text{K}}$$

$N = 2{,}69 \cdot 10^{19}$

Hmotnost 1 litru O_2 je při normálních podmínkách 1,428 g. Při normálních podmínkách obsahuje 1 cm^3 O_2 $2{,}69 \cdot 10^{19}$ molekul O_2.

5. Při teplotě 18 °C a tlaku 102,0 kPa je hmotnost 1290 cm^3 plynu rovna 2,71 g. Vypočítejte molární hmotnost tohoto plynu.

Řešení:

Použijeme stavovou rovnici ideálního plynu pV=nRT a vztah $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Spojením } pV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow M = \frac{mRT}{pV}$$

$$= \frac{2{,}71 \cdot 10^{-3}\text{kg} \,.\, 8{,}314\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1} \,.\, (18 + 273{,}15)\text{K}}{102{,}0\ \text{kPa} \,.\, 1290\text{dm}^3}$$

$M = 49{,}85\ \text{g mol}^{-1}$.
Molární hmotnost plynu je 49,85 g mol^{-1}.

6. Vypočítejte hustotu CO_2 při teplotě 20 °C a tlaku 100 kPa.

Řešení:

Použijeme stavovou rovnici ideálního plynu pV=nRT a vztahy $n = \frac{m}{M}$ a $\rho = \frac{m}{V}$.

$$\text{Spojením } pV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow p = \frac{m}{V} . \frac{1}{M} RT \Rightarrow p = \rho \,.\, \frac{1}{M} RT . \text{Odtud } \rho = \frac{pM}{RT}$$

$$\text{Po dosazení: } \rho = \frac{100000\ \text{Pa} \,.\, (12 + 2 \,.\, 16)\text{g mol}^{-1}}{8{,}314\ \text{J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \,.\, (20 + 273{,}15)\text{K}}$$

$\rho = 1805\ \text{g m}^{-3} = 1{,}805\ \text{kg m}^{-3}$.
Hustota CO_2 při teplotě 20°C a tlaku 100 kPa je 1,806 kg m^{-3}.

7. Vzduch obsahuje přibližně 21 obj. % O_2, 78 obj. % N_2 a 1 obj. % Ar. Vypočítejte průměrnou molární hmotnost vzduchu.

Řešení:

Použijeme analogii výpočtu průměrné relativní atomové hmotnosti prvku složeného z více izotopů, jak bylo probráno v kapitole 4:
$M_{prům} = M_1x_1 + M_2x_2 + \ldots$
Jak je uvedeno v předchozím příkladě, objemové zlomky plynů v plynných směsích jsou rovny molárním zlomkům těchto plynů. Dosadíme číselně:
$M_{prům} = 32{,}00\ \text{g mol}^{-1} \cdot 0{,}21 + 28{,}02\ \text{g mol}^{-1} \cdot 0{,}78 + 39{,}95\ \text{g mol}^{-1} \cdot 0{,}01$
$M_{prům} = 28{,}98\ \text{g mol}^{-1}$
Průměrná molární hmotnost vzduchu je 28,98 g mol^{-1}.

8. Směs plynů obsahuje 60 obj. % O_2, 15 obj. % CO_2 a 25 obj. % N_2. Celkový tlak směsi je 200 kPa. Vypočítejte parciální tlaky plynů ve směsi.

Řešení:

Pro parciální tlak platí $p_i = p_{celk.} \cdot x_i$, kde p_i…parciální tlak i-tého plynu, p_{celk}….celkový tlak směsi, x_i...molární zlomek i-té složky směsi. Z Avogadrova zákona plyne, že poměr objemů plynů je roven poměru látkových množství plynů. Proto jsou objemové zlomky plynů v plynných směsích rovny molárním zlomkům těchto plynů.
Proto: $x_{O_2} = 0{,}6$; $x_{CO_2} = 0{,}15$; $x_{N_2} = 0{,}25$.
Pro parciální tlaky potom:
$p_{O_2} = p_{celk} . x_{O_2} = 200 . 0{,}6$ kPa = 120 kPa
$p_{CO_2} = p_{celk} . x_{CO_2} = 200 . 0{,}15$ kPa = 30 kPa
$p_{N_2} = p_{celk} . x_{N_2} = 200 . 0{,}25$ kPa = 50 kPa
Parciální tlaky O_2, N_2 a CO_2 ve směsi jsou 120 kPa, 50 kPa a 30 kPa.

9. Směs plynů obsahuje 8,064 g H_2, 8,802 g CO_2 a 22,408 g CO. Celkový tlak směsi při teplotě 20 °C je 150 kPa. Vypočítejte:

a) parciální tlaky jednotlivých plynů ve směsi
b) parciální objemy jednotlivých plynů ve směsi

Řešení:

a) Výpočet provádíme postupně, jak naznačuje tabulka. Zápis mezivýsledků do tabulky velmi zpřehlední řešení:

	m_i (g)	M_i (g mol^{-1})	$\mathbf{n_i = \frac{m_i}{M_i}}$ (mol)	$\mathbf{x_i = \frac{n_i}{n_{celk}}}$	$p_i = p_{celk} . x_i$ (kPa)
H_2	8,064	2,02	3,99	0,80	120
CO_2	8,802	44,01	0,20	0,04	6
CO	22,408	28,01	0,80	0,16	24
			$n_{celk} = 4{,}99$ mol		

b) Celkový objem směsi plyne ze stavové rovnice ideálního plynu. pV = nRT.

$$V_{celk} = \frac{n_{celk} . RT}{p_{celk}} = \frac{4{,}99 \text{ mol} . \ 8{,}3143 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} . 293{,}15 \text{ K}}{1{,}5 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 81{,}245 \text{ dm}^3$$

Parciální objemy jednotlivých plynů ve směsi jsou:
$V(H_2) = x(H_2) . V_{celk} = 0{,}80 . 81{,}245$ dm^3 = 65,00 dm^3
$V(CO_2) = x(CO_2) . V_{celk} = 0{,}04 . 81{,}245$ dm^3 = 3,25 dm^3
$V(CO) = x(CO) . V_{celk} = 0{,}16 . 81{,}245$ dm^3 = 13,00 dm^3

C

Avogadrův zákon

1. Seřaďte následující plyny podle vzrůstající hmotnosti stejných objemů těchto plynů: O_2, N_2, He, H_2, CO. CO_2, SO_2

Stavová rovnice ideálního plynu

2. Tlak kyslíku, který zaujímá objem 25 litrů, je 115,0 kPa. Na jakou hodnotu poklesne tlak kyslíku po jeho expanzi na objem 30 litrů, zůstane-li teplota nezměněna?

3. 1 g vzduchu má za normálních podmínek objem 774,2 cm^3. Jaký objem bude mít stejné množství vzduchu při 100 °C a tlaku 101,325 kPa?

4. V tlakové láhvi s kyslíkem je při 20 °C tlak 15,0 MPa. Vypočítejte tlak kyslíku v láhvi:

   a) ochladí-li se láhev přechováváním na mrazu na teplotu -15 °C

   b) ohřeje-li se láhev na teplotu 200 °C

5. Plyn zaujímá při teplotě 100 °C a tlaku 95 kPa objem 500 cm^3. Jak velký je jeho objem při teplotě 0,125 °C a tlaku 101,325 kPa? Předpokládejte, že se plyn chová jako ideální.

6. Množství 4,8 kg argonu je uzavřeno v nádobě o objemu 20 litrů. Vypočítejte, jaký je tlak plynu v MPa při teplotě 20 °C.

7. Při -16 °C a tlaku 98,5 kPa je objem kyslíku 0,125 dm^3. Vypočítejte objem tohoto množství kyslíku při normálních podmínkách.

8. Jak se sníží tlak dusíku, zvětší-li se za stálé teploty jeho objem čtyřikrát?

9. Jak se změní objem dusíku, sníží-li se jeho tlak za stálé teploty desetkrát?

10. Na jakou teplotu musíme izobaricky ohřát určité množství dusíku, aby se jeho objem zdvojnásobil vzhledem k objemu, který dusík zaujímá při teplotě 15 °C?

11. Tlak dusíku v ocelové láhvi o objemu 40 dm^3 je při 18 °C 15,0 MPa. Kolik m^3 dusíku je možné z láhve odebrat při 18 °C a normálním tlaku?

12. Na kolik procent klesne objem vodíku po ochlazení z teploty 25 °C na –80 °C, zůstal-li jeho tlak konstantní?

13. Zjistěte hmotnost 1,5 litru dusíku při standardních podmínkách. Kolik molekul dusíku je obsaženo v tomto objemu?

14. Kolik molekul kyslíku je za normálních podmínek obsaženo v 161,4 litrech O_2? Předpokládejte, že kyslík se chová jako ideální plyn.

15. Tlak atmosféry na měsíci je přibližně roven $1{,}3 \cdot 10^{-8}$ Pa. Je-li teplota na Měsíci 100 K, vypočítejte, jaký objem měsíční atmosféry obsahuje

   a) $1{,}0 \cdot 10^{6}$ molekul plynu

   b) $1{,}0 \cdot 10^{-13}$ mol plynu

16. Kolik m^3 kapalného SO_2 ($\rho = 1{,}46$ g cm^{-3}) získáme zkapalněním 500 m^3 plynného SO_2 (měřeno při teplotě 15 °C a tlaku 116,52 kPa)?

17. Tlak helia v tlakové lahvi o objemu 20 dm^3 je při 20 °C roven 14,7 MPa. Vypočítejte, jaký maximální průměr může mít pružný balón naplněný heliem z uvedené lahve, bude-li tlak helia v balónu při 20°C roven 133,3 kPa.

18. Vodík se laboratorně připravuje reakcí zinku se zředěnou kyselinou sírovou. Vypočítejte objem plynu vzniklého při reakci 40,8 g zinku s nadbytkem H_2SO_4 při teplotě 30 °C a tlaku $1{,}00 \cdot 10^5$ Pa. Předpokládejte, že se vodík chová jako ideální plyn.

Určení molární hmotnosti

19. 0,4289 g plynného uhlovodíku zaujímá při normálních podmínkách objem 0,3427 dm^3. Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost uhlovodíku. Odhadněte jeho stechiometrický vzorec.

20. Hmotnost 2 litrů plynné sloučeniny dusíku s kyslíkem je při teplotě 20 °C a tlaku 100,5 kPa 3,63 g. Jaký je její molekulový vzorec?

21. Při teplotě 18 °C a tlaku 102,0 kPa je hmotnost 1290 cm^3 plynu 1,53 g. Vypočítejte jeho relativní molekulovou hmotnost.

Hustota ideálního plynu

22. Vypočítejte hustotu oxidu uhelnatého za normálních podmínek.

23. Při teplotě -19 °C a tlaku 110,2 kPa je hustota plynu 2,12 kg m^{-3}. Vypočítejte hustotu tohoto plynu při normálních podmínkách.

24. Jakou hustotu má vodík při teplotě 0 °C a tlaku $0{,}98 \cdot 10^5$ Pa? Molární hmotnost vodíku je přibližně 2,0 g mol^{-1}

Směsi ideálních plynů

25. Zemní plyn obsahuje 75 obj. % methanu, 15 obj. % ethanu, 7 obj. % vodíku a 3 obj. % oxidu uhličitého. Vyjádřete složení plynu v hmotnostních % a vypočítejte jeho hustotu při teplotě 20 °C a tlaku 101,325 kPa.

26. Parciální tlak He ve směsi s Ar je 0,2 MPa, parciální tlak Ar v této směsi je 12,3 MPa. Vypočítejte složení směsi v objemových procentech.

27. Směs 0,150 g H_2, 0,700 g N_2 a 0,340 g NH_3 má při teplotě 27 °C celkový tlak 100,0 kPa. Vypočítejte:

    a) molární zlomek každého plynu ve směsi

    b) parciální tlaky plynů ve směsi

    c) celkový objem směsi uvedených plynů

    d) parciální objemy plynů ve směsi

28. Nádoba o objemu 22,4 dm^3 obsahuje 2,00 mol H_2 (g) a 1,00 mol N_2 (g) při teplotě 273,15 K. Vypočítejte jejich parciální tlaky a celkový tlak směsi plynů.

Výsledky:

1. H_2, He, CO, N_2, O_2, CO_2, SO_2
2. 95,83 kPa
3. 1057,6 cm^3
4. a) 13,21 MPa b) 24,21 MPa
5. 343,3 cm^3
6. 14,6 MPa
7. 0,129 dm^3 O_2
8. sníží se na ¼ původního tlaku
9. zvětší se desetkrát
10. 303,15 °C
11. 5,88 m^3 N_2
12. 64,8 %
13. 1,718 g, $3{,}69 \cdot 10^{22}$ molekul
14. $4{,}337 \cdot 10^{24}$ molekul O_2
15. a) 0,106 cm^3 b) $6{,}4 \cdot 10^{10}$ dm^3
16. 1,067 m^3 kapalného SO_2
17. 1,615 m
18. 15,7 dm^3
19. 28,05; C_2H_4
20. N_2O
21. 28,15
22. 1,25 kg m^{-3}
23. 1,8137 kg m^{-3}
24. 86,31 g m^{-3}
25. 66,83 % CH_4, 25,05 % C_2H_6, 0,78 % H_2, 7,33 % CO_2. 0,7485 kg m^{-3}
26. 1,6 obj.% He, 98,4 obj.% Ar
27. a) $x(H_2) = 0{,}6234$; $x(N_2) = 0{,}2094$; $x(NH_3) = 0{,}1672$
    b) $p(H_2) = 62{,}34$ kPa; $p(N_2) = 20{,}94$ kPa; $p(NH_3) = 16{,}72$ kPa
    c) 2,979 dm^3
    d) $V(H_2) = 1{,}857$ dm^3; $V(N_2) = 0{,}624$ dm^3; $V(NH_3) = 0{,}498$ dm^3
28. $p(H_2) = 2{,}03 \cdot 10^5$ Pa; $p(N_2) = 1{,}01 \cdot 10^5$ Pa; $p_{celk} = 3{,}04 \cdot 10^5$ Pa

20.2 Kapaliny

A

1. Jak se liší vnitřní stavba kapalin od stavby tuhých látek? Které fyzikální vlastnosti jsou charakteristické pro kapaliny?

2. Jaké existují experimentální důkazy o tom, že částice plynů a kapalin jsou neustále v pohybu?

3. Co je to tenze par?

4. Formulujte Raoultův zákon, vysvětlete symboly.

B

1. Při určité teplotě má čistý toluen tlak nasycených par 40,6 kPa a čistý benzen 100,7 kPa. Směs obou má tlak nasycených par 49,04 kPa. Jaký je molární zlomek toluenu v kapalné směsi?

Řešení:

Použijeme Raoultův zákon:

$p_t = p_t^* x_t$ $\quad$ $p_b = p_b^* x_b$

Pro celkový tlak směsi platí Daltonův zákon: $p_t + p_b = p_{celk}$

Za tlaky benzenu a toluenu dosadíme do Daltonova zákona:

$p_t^* x_t + p_b^* x_b = p_{celk}$

Mezi molárními zlomky platí vztah: $x_t + x_b = 1$, odtud $x_b = 1 - x_t$

Po dosazení: $p_t^* x_t + p_b^* (1 - x_t) = p_{celk}$

Číselně: $40{,}6\, x_t + 100{,}7\, (1 - x_t) = 49{,}04$, odtud $x_t = 0{,}86$

Molární zlomek toluenu v kapalné směsi je přibližně 0,86.

C

1. Vyberte jednu správnou odpověď: Teplota varu kapaliny je teplota, při které

a) se tlak nasycených par kapaliny rovná normálnímu tlaku

b) se tlak nasycených par kapaliny rovná atmosférickému tlaku

c) se tlak nasycených par kapaliny rovná tlaku nad kapalinou

d) se tlak nasycených par kapaliny rovná kritickému tlaku, zmenšenému o hodnotu normálního tlaku

2. Chlorid uhličitý má při teplotě 50 °C větší tenzi nasycených par než voda, protože

a) vazby v molekule H_2O jsou polární a mezi jejími molekulami se vytvářejí vodíkové můstky

b) CCl_4 je organická sloučenina

c) voda má větší viskozitu

d) CCl_4 má větší molekulovou hmotnost než voda

3. Tlak nasycených par vody při teplotě 28 °C je 3780 Pa. Vypočítejte tlak nasycených par vody nad roztokem, který v 1000 g vody obsahuje 68,46 g sacharózy.

4. Tlak nasycených par vody při teplotě 25 °C je 3,17 kPa. Vypočítejte tlak nasycených par vody nad roztokem 15,014 g močoviny $CO(NH_2)_2$ v 90,096 g H_2O při teplotě 25 °C.

Výsledky:

1. c
2. a
3. 3766,4 Pa
4. 3,02 kPa

20.3 Pevné látky

A

1. Vysvětlete pojmy: krystalická látka, amorfní látka, teplota skelného přechodu, tekuté krystaly, krystal, krystalografie, krystalová mřížka, elementární buňka, mezirovinná vzdálenost, klathráty, koordinační číslo iontů v krystalu.

2. Jaké druhy krystalů (z hlediska částic obsazujících klíčové body elementární buňky) znáte?

3. Vyjmenujte krystalografické soustavy a ke každé uveďte alespoň jeden příklad krystalizující látky.

4. Vyjmenujte a popište jednotlivé typy elementárních buněk.

5. Na konkrétních příkladech vysvětlete pojmy polymorfie, alotropie, směsné krystaly. Jaké podmínky musí splňovat 2 látky, aby mohly vytvářet směsné krystaly?

6. Formulujte Braggovu rovnici, vysvětlete symboly.

B

1. Kolik atomů obsahuje jedna elementární buňka prvku netvořícího polyatomické molekuly v případě, že tato buňka je

   a) jednoduchá kubická

   b) kubická plošně centrovaná

   c) kubická tělesně centrovaná

   Při řešení předpokládejte, že atomy leží ve všech případech pouze v uzlových bodech mřížky.

Řešení:

a) 8. 1/8 = 1
Z každého atomu ležícího v rohu buňky přísluší dané buňce 1/8.
b) 8 . 1/8 + 6 . 1/2 = 4
Z každého atomu ležícího ve stěně buňky přísluší dané buňce 1/2.
c) 8 . 1/8 + 1 = 2
Atom ve středu buňky náleží dané buňce celý.

2. Li krystalizuje v kubické soustavě s mřížkovým parametrem 0,3509 nm, hustota lithia je 0,534 g cm^{-3}. Určete typ elementární buňky lithia.

Řešení:

$$V_m = \frac{M_m(Li)}{\rho} = \frac{6{,}941\ g\ mol^{-1}}{0{,}534\ g\ mol^{-1}}$$

V_m = 12,998 $cm^3\ mol^{-1}$
$V = (0{,}3509 \cdot 10^{-7}\ cm)^3 = 4{,}321 \cdot 10^{-23}\ cm^3$
V_m = objem 1 molu Li; V = objem základní buňky

12,998 cm^3 Li obsahuje 6,023.10^{23} atomů Li

$4{,}321 \cdot 10^{-23}$ cm^3 Li obsahuje x atomů Li

x = 2.
Elementární buňce podle výsledku výpočtu náleží 2 celé atomy. Porovnáním tohoto výsledku s předchozím příkladem dojdeme ke zjištění, že elementární buňka krystalů lithia je krychlová tělesně centrovaná.

3. Argon krystalizuje po ochlazení na teplotu -189 °C v plošně centrované kubické mřížce. Hustota krystalického argonu $\rho = 1{,}7$ g cm^{-3}. Určete délku hrany elementární buňky argonu.

Řešení:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{m_{buň}}{V_{buň}} = \frac{4 \cdot m_{1\,atom\,Ar}}{a^3} = \frac{4 \cdot \frac{M_{Ar}}{N_A}}{a^3} = \frac{4M_{Ar}}{N_A a^3}$$

$$\Rightarrow a = \sqrt[3]{\frac{4M_{Ar}}{N_A \rho}} = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 39{,}948}{6{,}023 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}7}} = 5{,}38 \cdot 10^{-8}\ cm = 5{,}38 \cdot 10^{-10}\ m$$

Délka hrany elementární buňky argonu je $5{,}38 \cdot 10^{-10}$ m.

4. Difrakce rentgenova záření o vlnové délce 0,229 nm na osnově krystalografických rovin krystalu barya nastává při úhlu dopadu $\theta = 27° 8'$. Vypočítejte mezirovinovou vzdálenost difraktujících rovin.

Řešení:

Mezirovinou vzdálenost vypočítáme z Braggovy rovnice $2d \sin\theta = \lambda$.

$$d = \frac{\lambda}{2 \cdot \sin\theta} = \frac{0{,}229\ nm}{2 \cdot 0{,}456} = 0{,}251\ nm$$

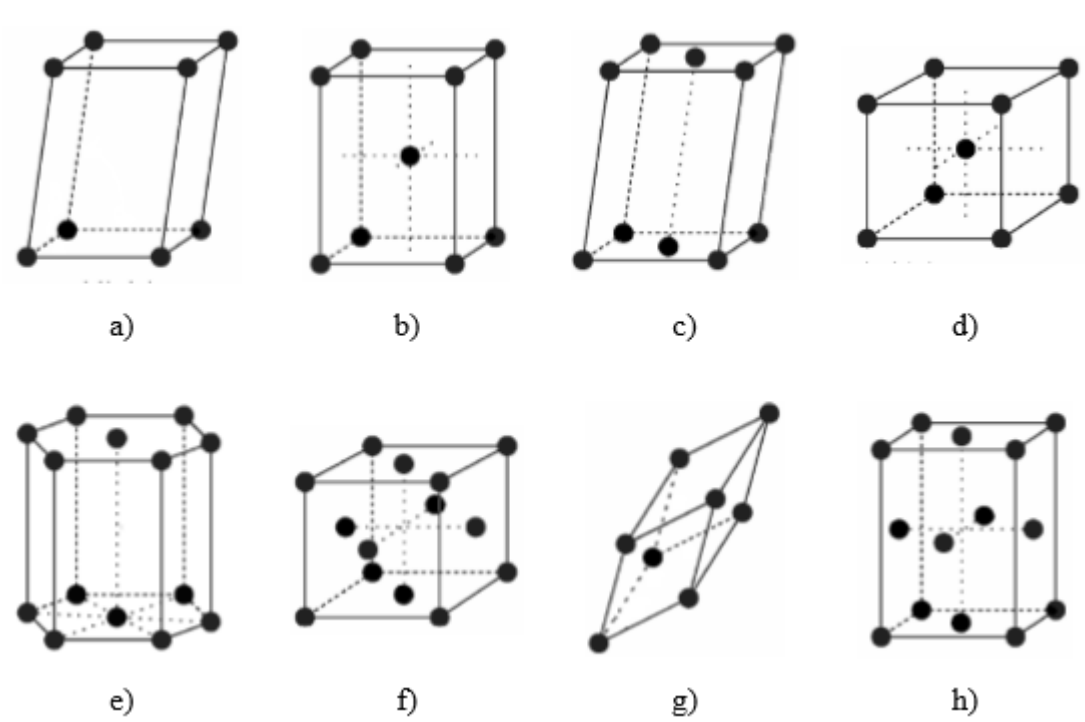
Vzdálenost difraktujících rovin je 0,251 nm.

C

Základní krystalografické představy

1. Rozhodněte, zda modrá a bílá skalice mohou spolu tvořit směsné krystaly. Odpověď odůvodněte.

2. Na obrázcích jsou znázorněny různé typy elementárních buněk. Ke každému obrázku doplňte, o jaký typ elementární buňky se jedná (jednoduchá, tělesně centrovaná, plošně centrovaná, bazálně centrovaná)



3. Nakreslete základní buňku NaCl a zjistěte:
   a) koordinační číslo Na^+ a Cl^- v NaCl
   b) Jaká mřížka by vznikla, kdyby z mřížky NaCl byly vyjmuty všechny kationty Na^+.

4. Chlorid cesný krystalizuje v kubické mřížce. Délka hrany základní buňky CsCl je 0,4123 nm, hustota CsCl $\rho = 3{,}99$ g cm^{-3}. Zjistěte:
   a) typ elementární buňky CsCl
   b) koordinační číslo Cs^+
   c) koordinační číslo Cl^-
   d) jaká mřížka by vznikla, jestliže by místa, která v mřížce CsCl zaujímá Cs^+, zůstala prázdná
   e) jaká buňka by vznikla, kdyby všechna místa v mřížce CsCl byla obsazena atomy stejného prvku.

Výpočty na základě představy elementární buňky

5. Titan krystalizuje při teplotě nižší než 885 °C v hexagonální soustavě, nad touto teplotou přechází v kubickou modifikaci. Délka hrany základní tělesně centrované buňky této druhé modifikace titanu je 0,32 nm. Vypočítejte hustotu kubické modifikace titanu.

6. Železo krystaluje v krychlové soustavě s délkou hrany elementární buňky $a = 286$ pm a hustotou 7,86 g cm^{-3}. Určete typ jeho elementární buňky.

7. Wolfram, jehož hustota při 25 °C je $\rho = 19{,}3$ g cm^{-3}, krystalizuje v kubické tělesně centrované mřížce. Zjistěte

a) Kolik atomů W je obsaženo v základní buňce

b) jaké je koordinační číslo W v krystalové mřížce wolframu

c) čemu se rovná molární objem wolframu

d) jaký je objem jedné základní buňky wolframu

e) poloměr atomu W za předpokladu, že se atomy W seřazené podél tělesné úhlopříčky základní buňky vzájemně dotýkají

Braggova rovnice

8. Na vzájemně rovnoběžné roviny krystalu, vzdálené od sebe 0,2 nm, dopadá svazek monochromatického rentgenova záření o vlnové délce 0,14 nm. Pod jakým úhlem musí dopadat, aby docházelo k difrakci rentgenova záření?

9. Vypočítejte vzdálenost rovin v krystalu, jestliže dochází k difrakci záření o vlnové délce 0,071 nm při dopadu tohoto záření na uvažované roviny pod úhlem 26,42°.

10. K difrakci záření o vlnové délce 0,1936 nm na krystalu α-křemene dochází, dopadá-li toto záření na osnovu krystalografických rovin pod úhlem 44,75°. Vypočítejte vzdálenost difraktujících rovin.

Výsledky:

1. Ne, v krystalech obsahují jiné množství vody: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$. Navíc krystalizují v jiných soustavách: modrá skalice – trojklonná, bílá skalice – kosočtverečná.

2. a) prostá
   b) tělesně centrovaná
   c) bazálně centrovaná
   d) tělesně centrovaná
   e) bazálně centrovaná
   f) plošně centrovaná
   g) prostá
   h) plošně centrovaná

3. a) 6, 6
   b) kubická plošně centrovaná

4. a) krychlová prostá
   b) 8
   c) 8
   d) krychlová prostá
   e) krychlová prostorově centrovaná

5. 4,85 g cm^{-3}

6. N = 2, krychlová tělesně centrovaná
   a) 2
   b) 8
   c) 9,53 cm^3 mol^{-1}
   d) 0,03163 nm^3
   e) 0,137 nm

8. 20,5°

9. 0,0798 nm

10. 0,1375 nm

20.4 Fázové přeměny

A

1. Vyjmenujte česky a anglicky jednotlivé skupenské stavy a uveďte jejich obvyklé symboly.

2. Jak se nazývají jednotlivé skupenské změny látek? Při kterých chemických operacích se využívá těchto skupenských změn pro izolaci čistých složek ze směsi látek?

3. Vysvětlete pojmy: fázová rovnováha, fázový přechod, fázové přechody 1. druhu, fázové přechody 2. druhu, teplota tání, teplota tuhnutí, trojný bod, fázový diagram

4. Nakreslete fázový diagram vody, pojmenujte jednotlivé křivky, vyznačte oblasti existence jednotlivých fází a vyhledejte kritický a trojný bod. Z diagramu zjistěte, jak závisí teplota tání ledu na tlaku.

5. Určité množství ledu o teplotě -10 °C bylo ve vhodné uzavřené nádobě postupně zahříváno (množství dodaného tepla za časovou jednotku bylo v průběhu celého zahřívání konstantní) tak dlouho, až teplota vzniklé vodní páry dosáhla teploty 110 °C. Schematicky nakreslete závislost teploty zahřívané vody na množství dodaného tepla a udejte, co představují jednotlivé části nakreslené křivky.

6. Tuhého CO_2 (tzv. suchého ledu) se běžně užívá k chlazení. Rozhodněte, zda CO_2 může být za normálních podmínek kapalný. Odůvodněte, proč trojný bod ve fázovém diagramu CO_2 leží při teplotě -57 °C a tlaku 527 kPa.

7. Popište postup zkapalňování reálných plynů.

8. Definujte teplotu varu.

9. K čemu se používá Clausiova-Clapeyronova rovnice?

10. Formulujte Gibbsův zákon fází ve tvaru rovnice. Vysvětlete symboly.

11. Vysvětlete pojem „fáze“.

12. Vysvětlete, jak se určuje počet nezávislých složek soustavy.

13. Vysvětlete pojem „počet stupňů volnosti soustavy“.

B

1. Kolik složek a kolik stupňů volnosti má soustava $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O(s)$ – $Na_2SO_4(s)$ – nasycený vodný roztok Na_2SO_4?

Řešení:

V soustavě jsou celkem tři fáze – dvě tuhé látky a kapalný roztok, a dvě složky – síran sodný a voda. Podle fázového zákona počet stupňů volnosti $v = s - f + 2 = 2 - 3 + 2 = 1$ Uvedená soustava je univariantní.

2. Určete počet fází, nezávislých složek a stupňů volnosti v rovnovážné soustavě tvořené NH_4Cl a produkty jeho termického rozkladu.

Řešení:

Termickou disociaci NH_4Cl vyjadřuje rovnice $NH_4Cl\ (s) \rightleftarrows NH_3\ (g) + HCl\ (g)$
V soustavě jsou dvě fáze (tuhá a plynná) a tři chemické látky (NH_4Cl, NH_3 a HCl). K realizaci soustavy ovšem postačovala pouze jediná látka, a to chlorid amonný. Amoniak a chlorovodík vznikly jeho rozkladem. Počet složek pro účely dosazení do Gibbsova zákona fází je tedy 1.
Počet stupňů volnosti pak je $v = s - f + 2 = 1 - 2 + 2 = 1$, jde se tedy o soustavu univariantní.

C

Základní představy

1. Bez použití tabulek seřaďte následující látky podle vzrůstajícího bodu varu: NaCl, He, Ne, Ar, Cl_2, C_2H_5OH.

2. Jaký objem zaujímá jeden mol vody při těchto podmínkách
   a) led, 0 °C, $\rho = 0{,}9168\ g\ cm^{-3}$
   b) kapalná voda, 0°C, $\rho = 0{,}9999\ g\ cm^{-3}$
   c) kapalná voda, 100 °C, $\rho = 0{,}9584\ g\ cm^{-3}$
   d) vodní pára, 100 °C, p = 101,325 kPa?

3. Při teplotě -3 °C se ustavila rovnováha $H_2O(s) \rightleftarrows H_2O(g)$. Při této teplotě je tlak nasycené vodní páry nad ledem 0,476 kPa, hustota ledu $\rho = 0{,}917\ g\ cm^{-3}$. Jaký důsledek na ustavenou rovnováhu bude mít snížení tlaku v soustavě pod hodnotu 0,476 kPa při nezměněné teplotě?

4. Jaký důsledek na rovnováhu $H_2O(s) \rightleftarrows H_2O(l)$ ustavenou při teplotě 0°C a tlaku 101,325 kPa bude mít zvýšení tlaku v soustavě nad hodnotu 101,325 kPa při nezměněné teplotě? Při uvedených podmínkách je hustota ledu menší než hustota kapalné vody.

5. Hustota tuhého a kapalného benzenu při teplotě tání 5,5 °C je $1{,}014\ g\ cm^{-3}$ a $0{,}895\ g\ cm^{-3}$. Bylo by možné bruslit na tuhém benzenu? Odpověď zdůvodněte.

6. Jaký musí být tlak, aby se při teplotě 100 °C nacházela v rovnováze kapalná voda a vodní pára? Která fáze zůstane v soustavě, jestliže se sníží tlak v soustavě při nezměněné teplotě?

Gibbsův zákon fází

7. V následujících soustavách určete počet nezávislých složek, počet fází a počet stupňů volnosti:
   a) roztok NaCl ve vodě
   b) ethylalkohol v rovnováze se svou nasycenou parou

c) led v rovnováze s vodní parou
d) tavenina čistého olova
e) roztok kyseliny octové ve vodě
f) voda v rovnováze s ledem a vodní parou
g) tavenina čistého železa
h) roztok NaOH ve vodě
i) kapalná voda v rovnováze s ledem
j) soustava obsahující 6 mol CaO(s), 6 mol CO_2(g) a 1 mol $CaCO_3$(s)
k) soustava obsahující 2 mol CaO(s), 1 mol CO_2(g) a 4 mol $CaCO_3$(s)

Výsledky:

1. He, Ne, Ar, Cl_2, C_2H_5OH, NaCl

2. a) 19,65 cm^3 b) 18,02 cm^3
   c) 18,80 cm^3 d) 30,62 dm^3

3. další sublimace ledu

4. tání ledu

5. nebylo

6. 101,325 kPa, pára

7.

	soustava	počet nezávislých složek	počet fází	počet stupňů volnosti
a)	roztok NaCl ve vodě	2	1	3
b)	ethylalkohol v rovnováze se svou nasycenou parou	1	2	1
c)	led v rovnováze s vodní parou	1	1	2
d)	tavenina čistého olova	1	1	2
e)	roztok kyseliny octové ve vodě	2	1	3
f)	voda v rovnováze s ledem a vodní parou	1	3	0
g)	tavenina čistého železa	1	1	2
h)	roztok NaOH ve vodě	2	1	3
i)	kapalná voda v rovnováze s ledem	1	2	1
j)	soustava obsahující 6 mol CaO(s), 6 mol CO_2(g) a 1 mol $CaCO_3$(s)	1	3	0
k)	soustava obsahující 2 mol CaO(s), 1 mol CO_2(g) a 4 mol $CaCO_3$(s)	2	3	1

21. Základy termodynamiky

A

1. Vysvětlete pojmy: vnitřní energie soustavy, enthalpie, reakční teplo, reakční enthalpie, tepelné zabarvení reakce, exotermická a endotermická reakce, entropie, Gibbsova energie.

2. Vyslovte znění následujících zákonů: 0. věta termodynamická, 1. věta termodynamická, 2. věta termodynamická, 3. věta termodynamická, 1. termochemický zákon, 2. termochemický zákon.

3. Formulujte vztah mezi změnou Gibbsovy energie v určitém ději a samovolnou uskutečnitelností tohoto děje.

4. Definujte následující druhy energií: vazebná energie, disociační energie vazby, elektronová afinita, ionizační potenciál, slučovací enthalpie, spalná enthalpie, reakční enthalpie.

5. Vysvětlete následující pojmy:
   - termodynamika, termochemie, termika,
   - termodynamická soustava, termodynamický systém, okolí,
   - stavové veličiny, stavové funkce,
   - termodynamický děj, termodynamická rovnováha,
   - práce, objemová práce, neobjemová práce,
   - vnitřní energie soustavy a její složky,
   - skupenská tepla, měrné teplo, tepelná kapacita, molární tepelná kapacita
   - výchozí látky, reaktanty, produkty

6. Vysvětlete rozdíl mezi uvedenými dvojicemi (trojicemi) termínů:
   - práce objemová × neobjemová
   - práce vykonaná soustavou × práce vykonaná vnějšími silami
   - reakční teplo × reakční enthalpie
   - reakce endotermická × exotermická
   - reakční enthalpie × standardní reakční enthalpie
   - děj vratný × děj nevratný
   - systém izolovaný × systém uzavřený × systém otevřený
   - termodynamická soustava × termodynamický systém
   - standardní slučovací enthalpie × standardní spalná enthalpie

7. Pomocí vzorce formulujte vztah mezi následujícími veličinami. Uveďte též význam použitých symbolů a jednotky pro dosazení do vzorců:
   - první věta termodynamická,

– výpočet objemové práce vykonané ideálním plynem (za stálého objemu, stálého tlaku a stálé teploty),

– vztah mezi Gibbsovou energií, enthalpií, entropií a teplotou,

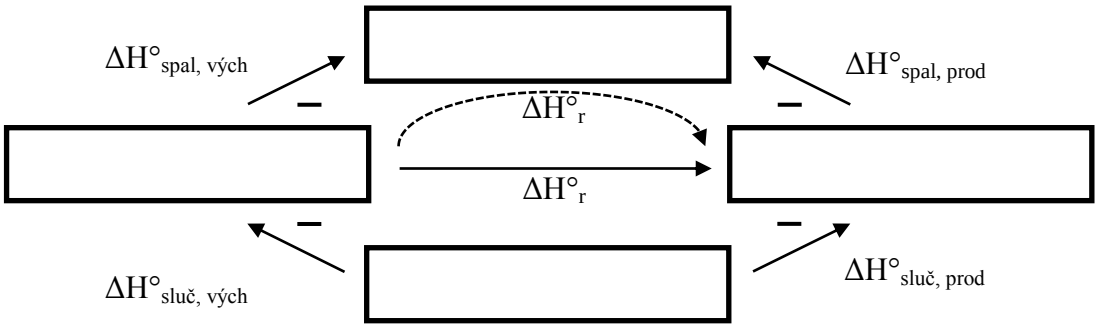
– změna entropie při změně skupenství za stálé teploty

8. Uveďte nejméně 5 příkladů stavových veličin.

9. Uveďte nejméně 3 příklady stavových funkcí.

10. Pro který typ sloučenin se používá Born-Haberův cyklus?

11. Schéma znázorňuje odvozovací trojúhelníky pro výpočet reakčních enthalpií ze spalných nebo slučovacích enthalpií. Doplňte do rámečků správný text z nabídky. Nabídka: reaktanty, produkty, prvky, spaliny.



B

1. Výparné teplo vody při 100 °C je 2258,3 kJ kg^{-1}. Vypočítejte změnu vnitřní energie 1 kg vody při jejím vypaření při 100 °C a konstantním tlaku za předpokladu, že se pára chová jako ideální plyn a že molární objem kapaliny je proti objemu vodní páry zanedbatelný.

Řešení:

Vycházíme z 1. věty termodynamické:
$U = Q + W$, kde (1)
U … přírůstek vnitřní energie soustavy
Q … teplo přijaté soustavou
W … práce vykonaná vnějšími silami na soustavě.
Objemová práce vykonaná vnějšími silami je rovna záporně vzaté objemové práci vykonané soustavou: $W = -\overline{W}$ (2)
Objemovou práci vykonanou soustavou lze při konstantním tlaku vypočíst ze vztahu $\overline{W} = p(V_2-V_1)$, kde (3)
V_1 … počáteční objem soustavy (v tomto případě objem kapalné vody)
V_2 … konečný objem soustavy (v tomto případě objem stejného látkového množství vody ve formě vodní páry).

Podle zadání máme předpokládat, že $V_1 << V_2$, proto lze přibližně počítat $V_2 - V_1 \doteq V_2$. Dosazením do (3) pak získáme $\overline{W} \doteq pV_2$ (3a)
Objem vzniklé vodní páry V_2 lze odhadnout pomocí stavové rovnice ideálního plynu
$pV = nRT$ (4)
Za látkové množství dosadíme $n = m/M$. (5)
Objem vzniklé vodní páry pak je $V_2 = \frac{mRT}{Mp}$ (6)
Po dosazení (2) do (1) máme: $U = Q - W$, sem dosadíme (3a): $U = Q - pV_2$. Do tohoto vztahu dosadíme (4): $U = Q - p\frac{mRT}{Mp} \Rightarrow U = Q - \frac{mRT}{M}$. (7)
Teplo Q přijaté vodou při jejím vypaření je rovno
$Q = Q_{výp}\, m$, kde (8)
$Q_{výp} = 2258{,}3$ kJ kg^{-1} je výparné teplo vody, m je její hmotnost.
Po dosazení (8) do (7) získáme $U = Q_{výp}\, m - \frac{mRT}{M}$. Sem dosadíme číselně:

$$U = 2258{,}3 \cdot 10^3\ \text{J} \cdot 1\ \text{kg} - \frac{1000\ \text{g} \cdot 8{,}314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \cdot (273{,}15 + 100)\text{K}}{18{,}01\ \text{g mol}^{-1}}$$

$U \doteq 2\,086\,000$ J = 2,086 MJ
Při vypaření 1 kg vody při 100 °C vzroste vnitřní energie vody přibližně o 2,086 MJ.

2. Výparné teplo benzenu při jeho bodu varu (80,1 °C) a normálním atmosférickém tlaku je 394,15 J g^{-1}. Vypočítejte:

a) objemovou práci vykonanou benzenem,
b) teplo absorbované benzenem,
c) změnu enthalpie,
d) přírůstek vnitřní energie benzenu při vypaření 100 g benzenu uzavřeného v nádobě s volně pohyblivým pístem při teplotě 80,1 °C.
Předpokládejte, benzen v plynném skupenství se chová jako ideální plyn. Předpokládejte také, že objem kapalného benzenu je zanedbatelný vůči objemu stejného látkového množství plynného benzenu.

Řešení:

a) Objemová práce vykonaná benzenem se vypočte pomocí vztahu (3a) odvozeného v předchozím příkladu $\overline{W} \doteq pV_2$, do kterého dosadíme (6) z předchozího příkladu.

$$\text{Dostaneme } \overline{W} = pV_2 = p\frac{mRT}{Mp} = \frac{mRT}{M}$$

$$\text{Číselně: } \overline{W} = \frac{100\ \text{g} \cdot 8{,}314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \cdot (80{,}1 + 273{,}15)\text{K}}{78{,}113\ \text{g mol}^{-1}} \doteq 3760\ \text{J}$$

Zadané množství benzenu při vypaření vykoná práci 3760 J.
b) Teplo absorbované benzenem při vypaření se spočte pomocí vztahu (8) z minulého příkladu: $Q = Q_{výp}\, m$. Číselně: $Q = 394{,}15\ \text{J g}^{-1} \cdot 100\ \text{g} \doteq 39400$ J
Při vypaření 100 g benzenu při své normální teplotě varu přijme benzen teplo 39400 J.
c) Enthalpie je teplo přijaté soustavou při izobarickém ději. Proto $\Delta H = 39400$ J, viz výsledek bodu b).

d) Přírůstek vnitřní energie benzenu se určí pomocí 1. věty termodynamické, vztah (1) z minulého příkladu: $U = Q + W$, s využitím (2) z minulého příkladu: $U = Q - \overline{W}$.

$Q = 39400$ J (výsledek bodu b), $\overline{W} = 3760$ J (výsledek bodu a)

Pak $U = 39400 - 3760 = 35640$ J

Přírůstek vnitřní energie 100 g benzenu při jeho vypaření při normální teplotě varu je 35640 J.

3. Vypočítejte reakční teplo $\Delta\mathbf{H}_\mathbf{r}^\circ$ reakce

$2\ CO\ (g) + 4\ H_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l) + C_2H_5OH\ (l)$

Pro výpočet použijte reakční tepla těchto reakcí:

$CO\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)$ $\qquad \Delta\mathbf{H}_\mathbf{1}^\circ = -283{,}195\ kJ\ mol^{-1}$

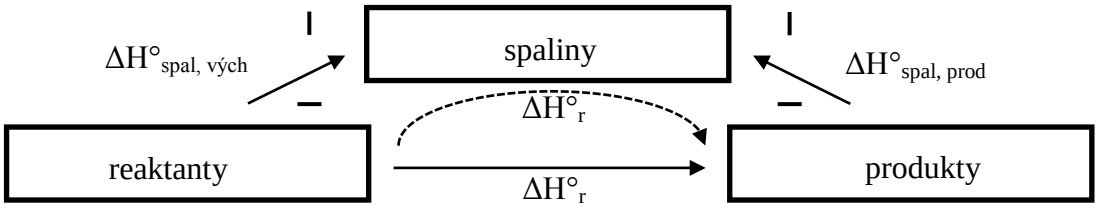
$H_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l)$ $\qquad \Delta\mathbf{H}_\mathbf{2}^\circ = -285{,}960\ kJ\ mol^{-1}$

$C_2H_5OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$ $\quad \Delta\mathbf{H}_\mathbf{3}^\circ = -1368{,}539\ kJ\ mol^{-1}$

Řešení:

Využijeme termochemické zákony. Reakce se zadanými číselnými hodnotami reakční enthalpie ΔH_1° až ΔH_3° jsou reakcemi látek s kyslíkem za vzniku konečných produktů spalování (oxid uhličitý, voda). Hodnoty ΔH_1° až ΔH_3° jsou tedy standardní spalné enthalpie látek CO(g), H_2(g) a C_2H_5OH (l).

Využijeme odvozovací trojúhelník se spalnými enthalpiemi:



Podle termochemických zákonů pak platí: $\Delta H°_r = \Delta H°_{spal,\ vých} - \Delta H°_{spal,\ prod}$

Při dosazování čísel je nutno zohlednit konkrétní látková množství zúčastněných látek:

$\Delta H°_r = (2\Delta H°_{spal,\ CO} + 4\Delta H°_{spal,\ H2}) - \Delta H°_{spal,\ C2H5OH}$

Číselně: $\Delta H°_r = 2\cdot(-283{,}195) + 4\cdot(-285{,}960) - (-1368{,}539) = -341{,}691\ kJ\ mol^{-1}$

Reakční teplo zadané reakce je $-341{,}691\ kJ\ mol^{-1}$.

Jiný postup řešení:

Reakce se zadanými číselnými hodnotami reakční enthalpie ΔH_1° až ΔH_3° zkombinujeme tak, aby jejich sledem vznikla reakce, pro kterou máme počítat $\Delta H°_r$. Současně s množstvím látek v reakci upravujeme i hodnoty reakčních tepel:

Zadaná reakce: $2\ CO\ (g) + 4\ H_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l) + C_2H_5OH\ (l)$.

První rovnici je nutno násobit dvěma:

$2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$ $\qquad 2\cdot(-283{,}195)\ kJ\ mol^{-1}$

Druhou rovnici je nutno násobit čtyřmi:

$4\ H_2\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ H_2O\ (l)$ $\qquad 4\cdot(-285{,}960)\ kJ\ mol^{-1}$

U třetí reakce je nutno změnit směr, u reakčního tepla se to podle 1. termochemického zákona projeví změnou znaménka:

$2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l) \rightarrow C_2H_5OH\ (l) + 3\ O_2\ (g)$ $\quad -(-1368{,}539)\ kJ\ mol^{-1}$

Sečtením látek v rovnicích spalování dostaneme reakci, pro kterou určujeme enthalpii. Analogicky součtem enthalpií v dílčích reakcích dostaneme hledanou enthalpii $\Delta H°_r$.:

$2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$ $\qquad 2\cdot(-283{,}195)\ kJ\ mol^{-1}$

$4\ H_2(g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ H_2O\ (l)$ $\qquad 4\cdot(-285{,}960)\ kJ\ mol^{-1}$

$2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l) \rightarrow C_2H_5OH\ (l) + 3\ O_2\ (g)$ $\quad -(-1368{,}539)\ kJ\ mol^{-1}$

---

2 CO (g) + ~~O_2 (g)~~ + 4 H_2 (g) + ~~2 O_2 (g)~~ + ~~2 CO_2 (g)~~ + 3 H_2O (l) → ~~2 CO_2~~ + 4 H_2O (l) + C_2H_5OH (l) + ~~3 O_2 (g)~~

2 CO (g) + 4 H_2 (g) → H_2O (l) + C_2H_5OH (l)

Číselně: $\Delta H°_r = (2\cdot(-283{,}195) + 4\cdot(-285{,}960)) - (-1368{,}539) = -341{,}691$ kJ mol^{-1}

Reakční teplo zadané reakce je -341,691 kJ mol^{-1}.

4. Vypočítejte teplo reakce

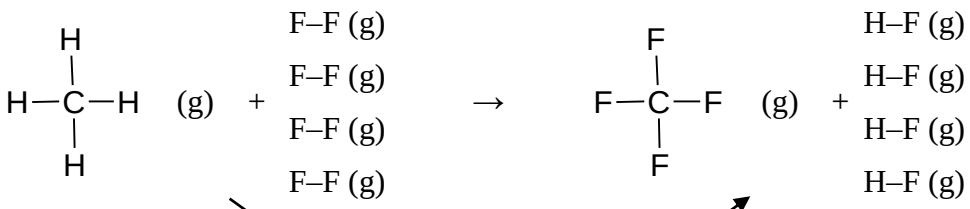
CH_4 (g) + 4 F_2 (g) → CF_4 (g) + 4 HF (g)

Využijte molární vazebné energie:

vazba	E_{vaz} (kJ mol^{-1})
C-H	416,17
C-F	489,86
H-F	569,40
F-F	158,26

Řešení:

Celou reakci je možno rozložit do dvou fází:
I: Rozpad vazeb v reaktantech,
II: Vznik vazeb v produktech.
Vzorce rozepíšeme strukturně, aby se nám lépe počítaly vazby.



Nutno dodat
4 E(C-H) + 4 E(F–F)

Uvolní se
4 E(C–F) + 4 E(H–F)

ATOMY

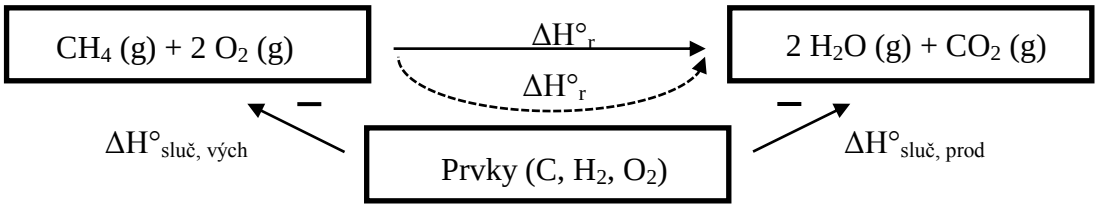
Číselně
4·416,17 + 4·158,26 =
= 2297,72

Číselně
4·489,86 + 4·569,40 =
= 4237,04

Celkově tedy je nutno dodat 2297,72 – 4237,04 = – 1939,32 kJ mol^{-1}. Reakční teplo zadané reakce je proto – 1939,32 kJ mol^{-1}.

5. Vypočítejte, kolik tepla se uvolní spálením 1 m^3 methanu (měřeno za normálních podmínek). Slučovací teplo oxidu uhličitého je -393,97 kJ mol^{-1}, methanu -76,37 kJ mol^{-1} a vody -242,00 kJ mol^{-1}.

Řešení:



$\Delta H°_r = -\Delta H°_{sluč,\ vých} + \Delta H°_{sluč,\ prod}$

$\Delta H°_r = -((-76{,}37)+2\cdot 0)+(2\cdot(-242{,}00)+(-393{,}97)) = -801{,}60\ \text{kJ mol}^{-1}$.

Při spálení 1 mol methanu je nutno dodat –801,60 kJ tepla, tedy se uvolní 801,60 kJ tepla.
Nyní zjistíme, jaké látkové množství představuje 1 m^3 methanu (měřeno za normálních podmínek, tj. 101325 Pa, 273,15 K).
pV = nRT
$101\ 325\cdot 1 = n\cdot 8{,}314\cdot 273{,}15$, odtud n = 44,61 mol
Při spálení 1 mol methanu se uvolní 801,60 kJ tepla, při spálení 44,61 mol methanu se uvolní úměrně více tepla: $801{,}60\cdot 44{,}61 \doteq 35\ 759$ kJ = 35,759 MJ tepla.

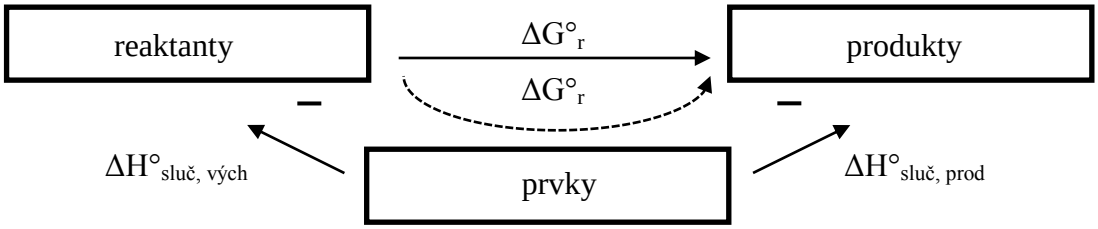
6. Bude za standardních podmínek probíhat následující reakce?

$2\ HI\ (g) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ HCl\ (g) + I_2\ (s)$?

látka	**°G (kJ.mol^{-1})**
HCl	-95,46
HI	1,30

Řešení:

Reakce je za daných podmínek proveditelná, pokud $\Delta G°_r$ dané reakce má zápornou hodnotu.
Standardní Gibbsova energie látky je definována jako Gibbsova energie děje, kdy tato látka vzniká z prvků. Standardní Gibbsova energie prvků je nulová. Pro výpočet $\Delta G°_r$ platí termochemické zákony stejně jako pro výpočet $\Delta H°_r$.



$\Delta G°_r = -\Delta G°_{sluč,\ vých} + \Delta G°_{sluč,\ prod}$

$\Delta G°_r = -(2\ G°_{HI} + G°_{Cl2}) + (2\ G°_{HCl} + G°_{I2})$

$\Delta G°_r = -(2\cdot 1{,}30 + 0) + (2\cdot(-95{,}46) + 0) = -193{,}52\ \text{kJ mol}^{-1}$
Uvedená reakce je za daných podmínek uskutečnitelná.

7. a) Určete změnu entropie 500 g CO_2, pokud za normálního tlaku a teplotě -78,48 °C vysublimuje. Za daných podmínek se jedná o rovnovážný děj. Měrné skupenské teplo sublimace CO_2 za daných podmínek je 565,22 J g^{-1}.

b) Jaká je změna entropie při tomto procesu?

Řešení:

a) Platí $\Delta S_{subl.} = \frac{Q_{subl.}}{T} = \frac{\Delta H_{subl.}}{T}$

$$\Delta S_{subl.} = \frac{500\ \text{g}\ .\ 565{,}22\ \text{J}\ .\ \text{g}^{-1}}{(273{,}15 - 78{,}48)\ \text{K}}$$

$\Delta S_{subl.}$ = 1451,74 J K^{-1}

Změna entropie při sublimaci 500 g suchého ledu je 1451,74 J K^{-1}.

b) $\Delta G_{subl.} = \Delta H_{subl.} - T\Delta S_{subl.} = \Delta H_{subl.} - T\frac{\Delta H_{subl.}}{T} = 0$

Změna Gibbsovy energie při popsaném ději je nulová. Kontrolou je známý fakt, že změna Gibbsovy energie při rovnovážných dějích má nulovou hodnotu.

8. Z Born-Haberova cyklu vypočítejte hodnotu mřížkové energie LiF. Jsou známy následující údaje:

Li (s) + ½ F_2 (g) → LiF (s) $\Delta H_{sluč,\ LiF} = -611{,}3$ kJ mol^{-1}

Li (s) → Li (g) $\Delta H_{subl,\ Li} = 154{,}9$ kJ mol^{-1}

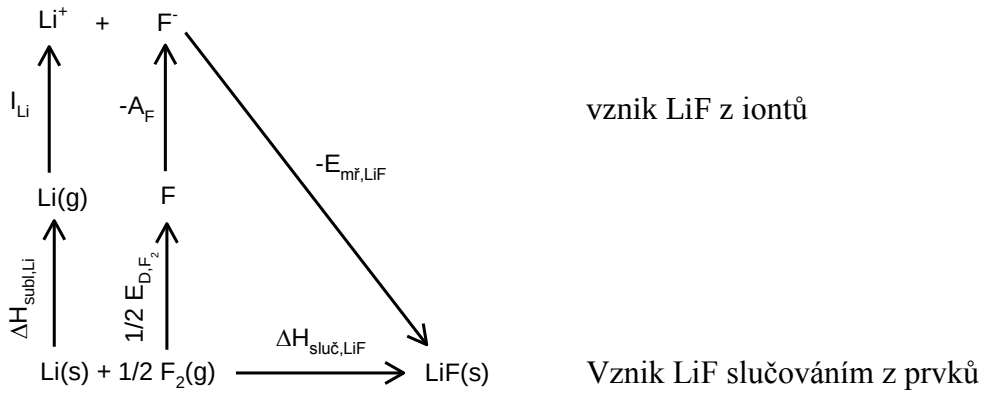
Li (g) → $Li^+ + e^-$ $I_{Li} = 519{,}2$ kJ mol^{-1}

½ F_2 → F $E_{D,\ F_2} = 150{,}8$ kJ mol^{-1} ⇒ ½ $E_{D,\ F_2} = 75{,}4$ kJ mol^{-1} = ½ $E_{vaz,\ F_2}$

$F + e^- \rightarrow F^-$ $A_F = 339{,}1$ kJ mol^{-1}

Řešení:

Uvažujme vznik sloučeniny LiF buď z iontů (horní část schématu), nebo slučováním prvků (dolní řádek schématu).



Pomocí termochemických zákonů pak odvodíme vztah:

$\Delta H_{sluč,\ LiF} = \Delta H_{subl,\ Li} + I_{Li} + ½\ E_{D,F_2} - A_F - E_{mř,\ LiF}$

Pro výpočet mřížkové energie rovnici upravíme a následně dosadíme číselné hodnoty:

$E_{mř,\,LiF} = \Delta H_{subl,\,Li} + I_{Li} + ½\,E_{D,F_2} - A_F - \Delta H_{sluč,\,LiF}$

$E_{mř,\,LiF} = 154{,}9 + 519{,}2 + 75{,}4 - 339{,}1 - (-611{,}3)$

$E_{mř,\,LiF} = 1\,021{,}7\ kJ\ mol^{-1}$

Mřížková energie LiF je 1 021,7 kJ mol^{-1}.

C

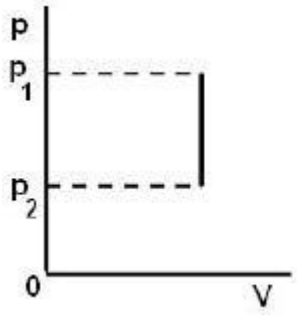
Základy termodynamiky – fyzikální děj

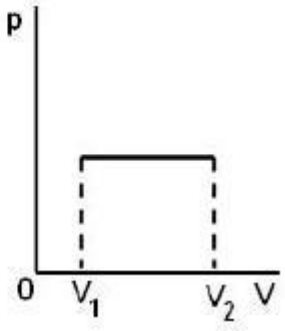
1. Jak se změní vnitřní energie plynu, přijme-li teplo 10 J tak, že při tom nevykoná žádnou práci?

2. Plyn expanduje za konstantního tlaku 60,8 kPa z objemu 2 litry na objem 7 litrů. Jakou práci přitom vykoná?

3. Vypočítejte výparné teplo 1 gramu vody při 25 °C. Slučovací teplo kapalné vody je -258,96 kJ mol^{-1}, plynné vody -242,0 kJ mol^{-1}.

4. Na obrázcích jsou znázorněny p-V diagramy, z nichž lze odvodit velikost práce vykonané soustavou. Určete, které tvrzení správně popisuje děj zobrazený v jednotlivých grafech.





a) objemová práce se koná
b) objemová práce se nekoná
c) objem se mění v závislosti na tlaku

a) objem je konstantní
b) objemová práce se nekoná
c) objemová práce se koná

Základy termodynamiky – fyzikální a chemický děj

5. V exotermické reakci, probíhající za konstantního tlaku, vydala soustava do okolí teplo 50 kJ. Při vzniku produktů vzrostl objem soustavy, přičemž odpovídající velikost práce vykonané soustavou při této expanzi byla 20 kJ. Jaké jsou hodnoty
   a) ΔH pro tento proces?
   b) ΔU pro tento proces?

6. V endotermické reakci přijala soustava za konstantního tlaku teplo o hodnotě 30 kJ. Produkty zaujímaly menší objem než výchozí látky, proto vnější síly vykonaly práci 40 kJ, aby došlo k odpovídající kompresi. Jaké jsou hodnoty
   a) ΔH pro tento proces?
   b) ΔU pro tento proces?

7. 7 g kovového hořčíku bylo rozpuštěno v nadbytku kyseliny chlorovodíkové při teplotě 25 °C a normálním tlaku. Vypočítejte práci vykonanou při vzniku vodíku.

8. Reakcí dvou molů vodíku s jedním molem kyslíku při 100 °C za normálního tlaku vznikají 2 moly vodní páry a uvolní se 484,83 kJ. Vypočítejte ΔH a ΔU této reakce.

9. Určete, kolik tepla se uvolní, nebo je nutné dodat, jestliže reaguje 2,30 g železa s nadbytkem kyslíku?

   $4Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)\ \Delta H = -1652$ kJ

Termochemické zákony

10. Spalování benzenu lze vyjádřit rovnicí

    $C_6H_6\ (l) + 7{,}5\ O_2 \rightarrow 3\ H_2O\ (l) + 6\ CO_2\ (g)\ \Delta U = -3265{,}7$ kJ

    Vypočítejte změnu enthalpie, je-li teplota benzenu 25 °C.

11. Určete standardní enthalpii reakce

    $2\ Na_2O_2\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow 4\ NaOH\ (s) + O_2\ (g)$.

    Slučovací teplo Na_2O_2 (s) je -504,93 kJ.mol^{-1}, H_2O (l) -285,96 kJ mol^{-1}, NaOH (s) -827,05 kJ mol^{-1}. Kolik tepla se uvolní rozkladem 25 g Na_2O_2?

12. Pro reakci $2\ N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ N_2O\ (g)\ \Delta H = 163{,}3$ kJ vypočítejte:

    a) teplo absorbované při vzniku 6,5 g N_2O,

    b) teplo uvolněné při rozkladu 3,0 g N_2O.

13. Vypočítejte teplo reakce, při níž by se diamant za teploty 298,15 K a tlaku 101,325 kPa měnil v grafit, víte-li, že za stejných podmínek jsou tepla reakcí

    $C\ (grafit) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)\ \Delta H = -393{,}77$ kJ mol^{-1},

    $C\ (diamant) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)\ \Delta H = -395{,}65$ kJ mol^{-1}.

14. Jsou známa tepelná zabarvení následujících reakcí

    $C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)\ \Delta H = -393{,}97$ kJ mol^{-1},

    $CO\ (g) + ½\ O_2 \rightarrow CO_2\ (g)\ \Delta H = -283{,}19$ kJ mol^{-1}.

    Vypočítejte ΔH reakce $C\ (s) + ½\ O_2 \rightarrow CO\ (g)$.

15. Vypočítejte enthalpii reakce $C\ (grafit) + 2\ H_2\ (g) \rightarrow CH_4\ (g)$, jsou-li známy následující údaje

    $CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)\ \Delta H° = -890{,}95$ kJ mol^{-1},

    $C\ (grafit) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)\ \Delta H° = -393{,}97$ kJ mol^{-1},

    $H_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l)\ \Delta H° = -285{,}96$ kJ mol^{-1}.

16. Jsou dány termochemické rovnice

    $C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g)\ \Delta H = -393{,}97$ kJ mol^{-1},

$Ca\ (s) + ½\ O_2\ (g) \rightarrow CaO\ (s)\ \Delta H = -635{,}97\ kJ\ mol^{-1}$,

$Ca\ (s) + 3/2\ O_2\ (g) + C\ (s) \rightarrow CaCO_3\ (s)\ \Delta H = -1207{,}89\ kJ\ mol^{-1}$.

Vypočítejte s jejich pomocí reakční teplo reakce

$CaO\ (s) + CO_2\ (g) \rightarrow CaCO_3\ (s)$.

17. Za použití termochemických rovnic

$Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \rightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)\ \Delta H = -27{,}63\ kJ\ mol^{-1}$,

$3\ Fe_2O_3\ (s) + CO\ (g) \rightarrow 2\ Fe_3O_4\ (s) + CO_2\ (g)\ \Delta H = -58{,}62\ kJ\ mol^{-1}$,

$Fe_3O_4\ (s) + CO\ (g) \rightarrow 3\ FeO\ (s) + CO_2\ (g)\ \Delta H = 38{,}10\ kJ\ mol^{-1}$.

Vypočtěte ΔH reakce $FeO\ (s) + CO\ (g) \rightarrow Fe\ (s) + CO_2\ (g)$.

Gibbsova energie

18. Která z uvedených výpovědí platí pro samovolně probíhající reakce?
    a) jsou exotermní
    b) změna Gibsovy energie je negativní
    c) probíhají rychle
    d) změna enthalpie je negativní

19. Kdy je změna Gibbsovy energie ΔG při reakci rovna nule?
    a) je-li systém v rovnováze
    b) všechny aktivity jsou jednotkové
    c) teplo není soustavou ani přijímáno, ani vydáváno
    d) $\Delta S = 0$

20. Jednotlivé procesy je možno charakterizovat znaménkem ΔH a ΔS, např. tak, jak je uvedeno v následující tabulce:

proces	ΔH	ΔS
a	-	+
b	+	-
c	-	-
d	+	+

Které z těchto procesů probíhají za konstantního tlaku a teploty určitě samovolně a které by mohly být samovolné?

21. Vypočítejte standardní Gibbsovu energii oxidace glukozy

$C_6H_{12}O_6\ (s) + 6\ O_2\ (g) \rightarrow 6\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$.

Standardní Gibbsovy energie jsou pro $C_6H_{12}O_6$ (s) -912,72 kJ mol^{-1}, CO_2 (g) -394,83 kJ mol^{-1} a H_2O (l) -238,65 kJ mol^{-1}.

22. Bude reakce 2 NO_2 (g) → N_2O_4 (g) probíhat za standardních podmínek samovolně? $\Delta G°$ (N_2O_4) = 98,326 kJ mol^{-1} a $\Delta G°$ (NO_2) = 51,724 kJ mol^{-1}.

23. Je za standardních podmínek uskutečnitelná reakce
CO (g) + Cl_2 (g) → $COCl_2$ (g)?

Gibbsova energie CO (g) je -137,37 kJ mol^{-1} a $COCl_2$ (g) -210,64 kJ mol^{-1}.

24. Pro proces přeměny H_2O (s) → H_2O (l) je ΔH = 6012,2 J mol^{-1} a ΔS = 22,0 kJ mol^{-1} K^{-1}. Vypočítejte:

a) ΔG tohoto procesu při -10 °C. Která forma (led nebo voda) je stabilní při této teplotě?

b) ΔG při +10 °C. Která forma bude stabilnější při této teplotě?

c) teplotu, při níž je ΔG = 0. Jaký je fyzikální význam této teploty?

Entropie

25. Pro reakci NO (g) + ½ O_2(g) → NO_2 (g) probíhající při 298,15 K je $\Delta G°$ = -34,88 kJ mol^{-1} a $\Delta H°$ = -56,56 kJ mol^{-1}. Vypočítejte změnu entropie, probíhá-li reakce při 298,15 K.

26. Na základě termodynamického výpočtu zjistěte, zda je při 25 °C stálejší červený nebo bílý fosfor. Hodnota tvorné entropie červeného fosforu je $S°_m$ = 63,18 J mol^{-1} K^{-1} a bílého fosforu $S°_m$ = 44,35 J mol^{-1} K^{-1}. Entalpie modifikační přeměny P(červený, 25 °C) → P(bílý, 25 °C) je $\Delta H°$ = 18,41 kJ mol^{-1}.

Výpočet ΔH_r pomocí energií vazeb

27. Vypočítejte energii vazby C-H na základě následujících údajů:

C (s) + 2 H_2 (g) → CH_4 (g) ΔH = -74,94 kJ mol^{-1},

C (g) → C (s) ΔH = -717,20 kJ mol^{-1},

2 H (g) → H_2 (g) ΔH = -436,26 kJ mol^{-1}.

28. Vypočítejte reakční enthalpii vzniku jodovodíku z prvků dle rovnice

H_2 (g) + I_2 (g) → 2 HI (g), pokud znáte velikost energie vazeb H-H (435 kJ mol^{-1}), I-I (150 kJ mol^{-1}) a H-I (299 kJ mol^{-1}).

29. Tetrachlormethan se připravuje reakcí sirouhlíku s chlorem

CS_2 (g) + 3 Cl_2 → CCl_4 (g) + S_2Cl_2 (g).

Vypočítejte tepelné zabarvení této reakce, víte-li, že energie jednotlivých vazeb jsou: C=S 481,48 kJ mol^{-1}, Cl-Cl 242,83 kJ mol^{-1}, C-Cl 326,57 kJ mol^{-1}, S-S 205,15 kJ mol^{-1} a S-Cl 255,39 kJ mol^{-1}.

30. Za pomoci známých vazebných energií vypočítejte teplo reakce, při které se chlorací methanu připravuje chloroform

CH_4 (g) + 3 Cl_2 (g) → $CHCl_3$ (g) + 3HCl (g).

Energie vazeb jsou: C-H 416,17 kJ mol^{-1}, Cl-Cl 242,83 kJ mol^{-1}, C-Cl 326,57 kJ mol^{-1} a H-Cl 431,24 kJ mol^{-1}.

Born-Haberův cyklus

31. Z Born-Haberova cyklu vypočítejte hodnotu elektronové afinity chloru, víte-li, že slučovací teplo NaCl $\Delta H^{\circ}_{sluč.}$ = -410,5 kJ mol^{-1}, disociační teplo chloru 1/2 $\Delta H^{\circ}_{dis.}$ = 122,1 kJ mol^{-1}, sublimační teplo sodíku $\Delta H^{\circ}_{subl.}$ = 108,3 kJ mol^{-1}, ionizační energie sodíku E_i = 495,3 kJ mol^{-1} a mřížková energie NaCl E_{NaCl} = -788,0 kJ mol^{-1}.

Výsledky:

1. vzroste o 10 J
2. 304,0 J
3. 2,44 kJ g^{-1}
4. vlevo b); vpravo c)
5. a) -50 kJ b) -70 kJ
6. a) 30 kJ b) 70 kJ
7. 713,96 J
8. ΔH = -484,83 kJ; ΔU = -481,73 kJ
9. uvolní se 17 kJ
10. -3269,42 kJ mol^{-1}
11. $\Delta H°$ = -126,42 kJ, Q = 20,265 kJ
12. a) 12,058 kJ b) 5,565 kJ
13. -1,88 kJ mol^{-1}
14. -110,78 kJ mol^{-1}
15. -74,94 kJ mol^{-1}
16. -177,95 kJ mol^{-1}
17. -16,745 kJ mol^{-1}
18. b)
19. a)
20. a) vždy; c),d) možná
21. -2888,16 kJ mol^{-1}
22. $\Delta G°$ = -5,122 kJ; bude, ale s malým výtěžkem
23. $\Delta G°$ = -73,27 kJ mol^{-1}; ano
24. a) ΔG = 222,9 J mol^{-1}; led b) ΔG = -217,1 J mol^{-1}; voda
    c) 0°C; voda i led koexistují
25. ΔS = -72,715 J mol^{-1} K^{-1}
26. 2402 J mol^{-1}
27. 416,17 kJ mol^{-1}
28. ΔH_r = -13 kJ mol^{-1}
29. ΔH = -330,76 kJ mol^{-1}
30. ΔH = -296,43 kJ mol^{-1}
31. -348,2 kJ mol^{-1}

22. Chemická rovnováha

A

1. Objasněte pojmy: chemická rovnováha, ustálený stav, rovnovážná konstanta a její definice pomocí tlaku, koncentrace nebo aktivity látek.

2. Objasněte pojmy a u vzorců též vysvětlete význam symbolů: silný elektrolyt, slabý elektrolyt, disociační stupeň, disociační konstanta, konstanta stability koordinační částice.

3. Formulujte Le-Chatelierův-Braunův princip.

4. Definujte pomocí výpočetních vztahů, objasněte význam symbolů: iontová síla roztoku, aktivita iontů v roztoku, aktivitní koeficient iontů v roztoku.

B

1. Definujte rovnovážnou konstantu K_p reakce 3 $H_2(g)$ + $N_2(g)$ ⇄ 2 NH_3 (g) .

Řešení:

$$K_p = \frac{p_r{}^2(NH_3)}{p_r{}^3(H_2) \,.\, p_r(N_2)}$$

2. K níže uvedeným reakcím definujte rovnovážnou konstantu K_a:

a) $CO_2(g) + NaOH(s) \rightleftarrows NaHCO_3(s)$

b) $CuSO_4 \,.\, 5\, H_2O(s) \rightleftarrows CuSO_4 \,.\, H_2O\ (s) + 4\, H_2O(g)$

c) $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$

d) $S_8(s) + 8\, O_2(g) \rightleftarrows 8\, SO_2(g)$

Řešení:

Jedná se o heterogenní rovnováhy, tedy o takové, kterých se účastní látky v různých fázích. Aktivity čistých pevných látek v rovnováze mají hodnotu 1. Výrazy pro rovnovážné konstanty proto budou:

a) $K_a = \frac{a(NaHCO_3)}{a(CO_2) \,.\, a(NaOH)} = \frac{1}{a(CO_2) \,.\, 1} = \frac{1}{a(CO_2)}$

b) $K_a = \frac{a(CuSO_4 \,.\, H_2O) \,.\, a^4(H_2O)}{a(CuSO_4 \,.\, 5H_2O)} = \frac{1 \,.\, a^4(H_2O)}{1} = a^4(H_2O)$

c) $K_a = \frac{a(CaO) \,.\, a(CO_2)}{a(CaCO_3) \,.} = \frac{1 \,.\, a(CO_2)}{1 \,.} = a(CO_2)$

d) $K_a = \frac{a^8(SO_2)}{a(S_8) \,.\, a^8(O_2)} = \frac{a^8(SO_2)}{1 \,.\, a^8(O_2)} = \frac{a^8(SO_2)}{a^8(O_2)}$

3. Do třílitrové nádoby bylo vpuštěno 5 mol amoniaku a zvýšena teplota. Po ustavení rovnováhy 2 NH_3 (g) ⇄ 3 H_2 (g) + N_2 (g) směs obsahovala 1 mol NH_3. Vypočítejte rovnovážnou konstantu K_c.

Řešení:

	$2\ NH_3\ (g)$	$\rightleftarrows$	$3\ H_2\ (g)$	+	$N_2\ (g)$
začátek:	5 mol		–		–
rovnováha:	1 mol		$\frac{5-1}{2}$. 3 = 6 mol		$\frac{5-1}{2}$ = 2 mol

$[NH_3] = \frac{n\ (NH_3)}{V} = \frac{1}{3}$ mol dm^{-3}
$[H_2] = \frac{n\ (H_2)}{V} = \frac{6}{3} = 2$ mol dm^{-3}
$[N_2] = \frac{n\ (N_2)}{V} = \frac{2}{3}$ mol dm^{-3}

$$K_c = \frac{[H_2]^3\ .\ [N_2]}{[HN_3]^2} = \frac{2^3\ .\ \frac{2}{3}}{(\frac{1}{3})^2} = \frac{16}{3} = 5{,}33$$

Rovnovážná konstanta pro tuto reakci má hodnotu 5,33.

4. Při teplotě 27 °C a tlaku $1{,}0.10^5$ Pa je N_2O_4 z 20 % disociován na monomer.

a) Vypočítejte rovnovážnou konstantu K_p
b) Z kolika procent bude N_2O_4 disociován, klesne-li při téže teplotě tlak na $1{,}0 \cdot 10^4$ Pa?

Řešení:

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2\ NO_2$
začátek (mol)	100		0
rovnováha (mol)	80		2 . 20 = 40

a) $K_p = \frac{p_r^2(NO_2)}{p_r(N_2O_4)}$

	n (mol)	x_i	$p_i = x_i\ .\ p_{celk.}$	$p_{r_i} = \frac{p_i}{p_{st}}$
N_2O_4	80	0,667	66,7 kPa	0,658
NO_2	40	0,333	33,3 kPa	0,329

$$K_p = \frac{0{,}329^2}{0{,}658} = 0{,}1645$$

K_p následující reakce je 0,1645.
b) Postupujeme pozpátku:

$$K_p = \frac{p_r\ (NO_2)^2}{p_r(N_2O_4)} = \frac{\frac{p(NO_2)^2}{p_{st}^2}}{\frac{p(N_2O_4)}{p_{st}}} = \frac{p(NO_2)^2}{p_{st}\ .\ p(N_2O_4)} = \frac{(x(NO_2)\ .\ p_{celk.})^2}{p_{st}\ .\ x(N_2O_4)\ .\ p_{celk.}}$$
$$= \frac{x^2(NO_2)}{x(N_2O_4)} . \frac{p_{celk}}{p_{st}}$$

$K_p = 0{,}1645$
$x(NO_2) + x(N_2O_4) = 1 \Rightarrow$

$$\frac{x^2(NO_2)}{1 - x(N_2O_4)} . \frac{p_{celk}}{p_{st}} = 0{,}1645$$

$$\frac{x^2(NO_2)}{1 - x(N_2O_4)} . \frac{1{,}0 . 10^4}{101325} = 0{,}1645 \Rightarrow \frac{x^2(NO_2)}{1 - x(N_2O_4)} = 1{,}667$$

$x^2(NO_2) = 1{,}667 . (1 - x(NO_2))$
$x^2(NO_2) = 1{,}667 - 1{,}667\ x(N_2O_4)$
$x^2(NO_2) + 1{,}667\ x(NO_2) - 1{,}667 = 0$

$$x(NO_2)_{1,2} = \frac{-1{,}667 \pm \sqrt{1{,}667^2 - 4 . 1 . (-1{,}667)}}{2}$$

$x(NO_2)_1 = 0{,}7$
$x(NO_2)_2 < 0$
Tento výsledek uvažovat nebudeme, protože záporný molární zlomek nedává smysl.
V rovnováze je v soustavě $x(NO_2) = 0{,}7$, $x(N_2O_4) = 0{,}3$.
Na začátku bylo přítomno 0 dílů NO_2, ty vznikly disociací $\frac{0{,}7}{2} = 0{,}35$ dílů N_2O_4. Na začátku bylo v soustavě $0{,}3 + 0{,}35 = 0{,}65$ dílů N_2O_4, z toho 0,35 dílů disociovalo.

0,65 dílů……100 %

0,35 dílů ……y %

———————————————

$$y = \frac{100 . 0{,}35}{0{,}65} \Rightarrow y = 53{,}8 \doteq 54\%$$

N_2O_4 je disociován přibližně z 54 %.

5. Vypočítejte aktivitu iontů Na^+ a aktivitu iontů SO_4^{2-} v roztoku Na_2SO_4 o koncentraci 0,1 mol dm^{-3}.

Řešení:

- Napíšeme rovnici elektrolytické disociace všech silných elektrolytů přítomných v roztoku (vodu a slabé elektrolyty obvykle neuvažujeme): $Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$
- Připravíme si tabulku:

	ionty přítomné v roztoku
$[X_i]$ (mol dm^{-3})	
z_i	
z_i^2	
$[X_i]\ z_i^2$	

- Tabulku vyplníme, sečteme hodnoty výrazů $[X_i]\ z_i^2$:

	Na^+	SO_4^{2-}
$[X_i]$ (mol dm^{-3})	2 . 0,1 = 0,2	0,1
z_i	1	-2
z_i^2	1	4
$[X_i]\ z_i^2$	0,2 . 1 = 0,2	0,1 . 4 = 0,4

$\sum([X_i]\ z_i^2) = 0{,}2 + 0{,}4 = 0{,}6$ mol dm^{-3}

- Vypočítáme iontovou sílu podle vztahu:

$$I = \frac{1}{2}\sum_i ([X_i]\, z_i^2) \text{ kde:}$$

I…iontová síla roztoku, [Xi]…skutečná látková koncentrace i-tého druhu iontů, z_i…nábojové číslo zvoleného druhu iontů

$$I = \frac{1}{2}\sum_i ([X_i]\, z_i^2) = \frac{1}{2} . 0{,}6 = 0{,}3 \text{ mol } dm^{-3}$$

- Vypočítáme aktivitní koeficienty Na^+ a SO_4^{2-} podle vztahu: $-\log\gamma_i = Az_i^2\sqrt{I}$,

kde A… tabelovaná konstanta pro vodné roztoky je rovna přibližně 0,5 $mol^{\frac{1}{2}}\, dm^{\frac{3}{2}}$, z_i…nábojové číslo zvoleného druhu iontu, I…iontová síla roztoku

Na^+: $-\log\gamma_{Na^+} = Az^2_{Na^+}\sqrt{I} = 0{,}5.1^2.\sqrt{0{,}3} = 0{,}274 \Rightarrow \gamma_{Na^+} = 10^{-0{,}274} = 0{,}532$

SO_4^{2-}: $-\log\gamma_{SO_4^{2-}} = Az^2_{SO_4^{2-}}\sqrt{I} = 0{,}5 . (-2)^2 . \sqrt{0{,}3} = 1{,}095 \Rightarrow \gamma_{SO_4^{2-}} = 10^{-1{,}095} = 0{,}08$

- Vypočítáme aktivitu Na^+ a SO_4^{2-} podle vztahu $a_i = [X_i]\gamma_i$ kde: a_i…aktivita i-tého druhu iontů (bezrozměrné číslo), $[X_i]$…skutečná látková koncentrace i-tého druhu iontů, γ_i…aktivitní koeficient i-tého druhu iontů

Na^+: $a_{Na^+} = [Na^+]\,\gamma_{Na^+} = 0{,}2.0{,}532 = 0{,}106$

SO_4^{2-}: $a_{SO_4^{2-}} = [SO_4^{2-}]\,\gamma_{SO_4^{2-}} = 0{,}1.0{,}08 = 0{,}008$

Aktivita iontů Na^+ je 0,106 a aktivita iontů SO_4^{2-} je 0,008.

6. Máte roztok obsahující současně KCl a K_2SO_4 o koncentracích 0,01 mol dm^{-3} KCl a 0,1 mol dm^{-3} K_2SO_4. Vypočítejte aktivitu K^+, Cl^- a SO_4^{2-} v tomto roztoku.

Řešení:

1) Napíšeme rovnici elektrolytické disociace všech silných elektrolytů přítomných v roztoku (vodu a slabé elektrolyty obvykle neuvažujeme):

$KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$

$K_2SO_4 \rightarrow 2\,K^+ + SO_4^{2-}$

2) Připravíme si tabulku:

	ionty přítomné v roztoku
$[X_i]$ (mol dm^{-3})	
z_i	
z_i^2	
$[X_i]\, z_i^2$	

3) Tabulku vyplníme, sečteme hodnoty výrazů $[Xi]\, z_i^2$:

	Na^+	Cl^-	SO_4^{2-}
$[X_i]$ (mol dm^{-3})	0,01 + 2.0,1 = 0,21	0,01	0,1
z_i	1	-1	-2
z_i^2	1	1	4
$[X_i]\, z_i^2$	0,21 . 1 = 0,21	0,01.1 = 0,01	0,1 . 4 = 0,4

$$\sum_i ([X_i]\, z_i^2) = 0{,}21 + 0{,}01 + 0{,}4 = 0{,}62 \text{ mol dm}^{-3}$$

4) Vypočítáme iontovou sílu podle vztahu:

$I = \frac{1}{2}\sum_i([X_i]\, z_i^2)$ kde:

I…iontová síla roztoku, $[X_i]$…skutečná látková koncentrace i-tého druhu iontů, z_i…nábojové číslo zvoleného druhu iontů

$$I = \frac{1}{2}\sum_i([X_i]\, z_i^2) = \frac{1}{2}\,.0{,}62 \;=\; 0{,}31 \text{ mol } dm^{-3}$$

5) Vypočítáme aktivitní koeficienty Na^+ a SO_4^{2-} podle vztahu: $-\log\gamma_i = Az_i^2\sqrt{I}$, kde A… tabelovaná konstanta pro vodné roztoky je rovna přibližně 0,5 $\text{mol}^{\frac{1}{2}}\,\text{dm}^{\frac{3}{2}}$, z_i…nábojové číslo zvoleného druhu iontu, I…iontová síla roztoku

K^+: $-\log\gamma_{K^+} = Az_{K^+}^2\sqrt{I} = 0{,}5.1^2.\sqrt{0{,}31} = 0{,}278 \Rightarrow \gamma_{K^+} = 10^{-0{,}278} = 0{,}527$

Cl^-: $-\log\gamma_{Cl^-} = Az_{Cl^-}^2\sqrt{I} = 0{,}5.(-1)^2.\sqrt{0{,}31} = 0{,}278 \Rightarrow \gamma_{Cl^-} = 10^{-0{,}278} = 0{,}527$

SO_4^{2-}: $-\log\gamma_{SO_4^{2-}} = Az_{SO_4^{2-}}^2\sqrt{I} = 0{,}5\,.\,(-2)^2\,.\,\sqrt{0{,}31} = 1{,}114 \Rightarrow \gamma_{SO_4^{2-}} = 10^{-1{,}114} = 0{,}077$

6) Vypočítáme aktivitu Na^+ a SO_4^{2-} podle vztahu $a_i = [X_i]\gamma_i$ kde: a_i…aktivita i-tého druhu iontů (bezrozměrné číslo), $[X_i]$…skutečná látková koncentrace i-tého druhu iontů, γ_i…aktivitní koeficient i-tého druhu iontů

Na^+: $a_{K^+} = [K^+]\,\gamma_{K^+} = 0{,}21.0{,}527 = 0{,}111$

Cl^-: $a_{Cl^-} = [Cl^-]\,\gamma_{Cl^-} = 0{,}01.0{,}527 = 0{,}00527$

SO_4^{2-}: $a_{SO_4^{2-}} = [SO_4^{2-}]\,\gamma_{SO_4^{2-}} = 0{,}1.0{,}077 = 0{,}0077$

Aktivita iontů K^+ je 0,106, aktivita iontů Cl^- je 0,00527 a aktivita iontů SO_4^{2-} je 0,0077.

C

Le Chatelierův-Braunův princip

1. Vyberte jednu správnou odpověď: Při rovnováze tuhá látka ⇄ kapalina způsobí dodání tepla:

a) snížení množství tuhé látky

b) snížení množství kapaliny

c) pokles teploty

d) vzrůst teploty

2. Vyberte jednu správnou odpověď: Na kterou z následujících rovnováh nemá vliv změna tlaku?

a) $2\,HgO\,(s) \rightleftarrows 2\,Hg\,(l) + O_2\,(g)$

b) $2\,NO_2\,(g) \rightleftarrows N_2O_4\,(g)$

c) $CO_2\,(g) + H_2O\,(l) \rightleftarrows CO_{2\,(roztok)}$

d) $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2\,HI\,(g)$

e) $2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftarrows 2\,SO_3\,(g)$

3. Vyberte jednu správnou odpověď: V reakčním systému nacházejícím se v rovnováze způsobí vzrůst teploty:

a) Vzrůst rychlosti jen exotermních reakcí

b) Vzrůst rychlosti jen endotermních reakcí

c) Vzrůst rychlosti exotermních i endotermních reakcí

d) nemá vliv na jejich rychlost

4. Exotermní reakci syntézy amoniaku vystihuje rovnice

N_2 (g) + 3 H_2 (g) ⇄ 2 NH_3 (g)

Výtěžek amoniaku bude největší při (vyberte jednu správnou odpověď):

a) nízké teplotě, nízkém tlaku

b) nízké teplotě, vysokém tlaku

c) vysoké teplotě, nízkém tlaku

d) vysoké teplotě, vysokém tlaku

5. Plynný jod a vodík reagují za vzniku plynného jodovodíku. Po dosažení rovnováhy závisí hodnota rovnovážné konstanty K_a na (vyberte jednu správnou odpověď):

a) počáteční koncentraci vodíku

b) teplotě

c) celkovém tlaku systému

d) objemu reakční nádoby

6. V uzavřené nádobě se ustálila rovnováha

$CaCO_3$ (s) ⇄ CaO (s) + CO_2 (g) $\Delta H = 180$ kJ.mol^{-1}

Zvýšení výtěžku oxidu vápenatého může být dosaženo (vyberte jednu správnou odpověď):

a) přidáním dalšího $CaCO_3$

b) snížením koncentrace CO_2

c) snížením teploty

d) zmenšením objemu nádoby

7. Při oxidaci oxidu siřičitého na oxid sírový se ustavuje rovnováha:

2 SO_2 (g) + O_2 (g) ⇄ 2 SO_3 (g) $\Delta H = -190$ kJ mol^{-1}

Rovnovážnou koncentraci SO_3 lze zvýšit (vyberte jednu správnou odpověď):

a) snížením teploty

b) zvětšením objemu reakční nádoby

c) odstraňováním SO_3 ze systému

d) přidáním inertního plynu k reakční směsi

Rovnovážná konstanta

8. Definujte rovnovážnou konstantu K_p reakce H_2 (g) + I_2 (g) ⇄ 2 HI (g).

9. Vypočítejte rovnovážnou K_c reakce CO (g) + 2 H_2O (g) ⇄ CO_2 (g) + H_2 (g), jsou-li rovnovážné koncentrace $[H_2]$ = [CO] = 0,004 mol dm^{-3}, $[H_2O]$ = 0,064 mol dm^{-3} a $[CO_2]$ = 0,016 mol dm^{-3}.

10. Chlorid fosforečný byl v nádobě o obsahu 12 litrů zahřát na 250 °C. Po ustavení rovnováhy plynná směs obsahovala 0,21 mol PCl_5, 0,32 mol PCl_3 a 0,32 mol Cl_2. Vypočítejte rovnovážnou konstantu K_c pro disociaci PCl_5 za teploty 250 °C.

11. Rovnovážná směs 2 H_2S (g) ⇄ 2 H_2 (g) + S_2 (g) o objemu 2 litry obsahovala 1 mol H_2S, 0,2 mol H_2 a 0,8 mol S_2. Vypočítejte rovnovážnou konstantu K_c.

12. Při reakci C (s) + CO_2 (g) ⇄ 2 CO (g) je při dosažení rovnováhy parciální tlak oxidu uhelnatého 810,6 kPa a oxidu uhličitého 405,3 kPa. Vypočítejte rovnovážnou konstantu K_p.

13. Hodnota rovnovážné konstanty reakce A (g) + 2 B (l) ⇄ 4 C (g) je 0,123. Vypočítejte rovnovážnou konstantu obrácené reakce.

14. V rovnovážném systému AB (s) ⇄ A (g) + B (g) byla zdvojnásobena rovnovážná koncentrace látky A. Jak se změní koncentrace látky B?

15. V nádobě o objemu 2 litry došlo při zahřívání k částečnému rozkladu fosgenu dle rovnice

    $COCl_2$ (g) ⇄ CO (g) + Cl_2 (g)

    V okamžiku dosažení rovnováhy byla koncentrace $COCl_2$ 0,40 mol/dm^3. Do nádoby byl přidán nový fosgen a po ustanovení nové rovnováhy byla koncentrace $COCl_2$ 1,6 mol/dm^3. Jak se změnila koncentrace CO?

16. Rovnovážná konstanta vratné reakce Br_2 (g) ⇄ 2 Br (g) je $K_c = 8 \cdot 10^{-6}$. Jaká je rovnovážná koncentrace atomárního bromu, je-li koncentrace Br_2 1 mol dm^{-3}?

17. Amoniak je při teplotě 400 °C a tlaku 1 MPa z 98 % disociován. Vypočítejte K_p této reakce.

18. Desetilitrová nádoba, v níž se nachází 0,4 mol jodovodíku, byla zahřáta na 440 °C. Jaká bude koncentrace H_2, I_2 a HI, je-li rovnovážná konstanta reakce

    H_2 (g) + I_2 (g) ⇄ 2 HI (g) při této teplotě 49,5?

Aktivita, aktivitní koeficienty

19. Aktivita iontu je číselně rovna látkové koncentraci při (vyberte správnou odpověď):

    a) nízké teplotě

    b) nízkém tlaku

    c) nízké koncentraci

20. Vypočítejte iontovou sílu roztoku K_2SO_4 o koncentraci 0,02 mol dm^{-3}.

21. Vypočítejte iontovou sílu roztoku, který obsahuje NaCl v koncentraci 0,01 mol dm^{-3} a $CaCl_2$ v koncentraci 0,02 mol dm^{-3}.

22. Vypočítejte aktivity

a) iontů K^+ a OH^- v roztoku KOH o koncentraci 0,005 mol dm^{-3}

b) iontů Fe^{3+} a Cl^- v roztoku $FeCl_3$ o koncentraci 0,01 mol dm^{-3}

c) iontů Al^{3+} a SO_4^{2-} v roztoku $Al_2(SO_4)_3$ o koncentraci 0,008 mol dm^{-3}

23. Vypočítejte aktivity iontů v roztoku, který obsahuje $MgCl_2$ o koncentraci 0,005 mol dm^{-3} a $MgSO_4$ o koncentraci 0,001 mol dm^{-3}.

Výsledky:

1. a)
2. d)
3. c)
4. b)
5. b)
6. b)
7. a)
8. $K_p = \frac{p^2(HI)}{p(H_2) \,.\, p(I_2)}$
9. $K_c = 0{,}25$
10. $K_c = 4{,}06.10^{-2}$
11. $K_c = 1{,}6.10^{-2}$
12. $K_p = 1621{,}2$
13. 8,13
14. Koncentrace B klesne na polovinu.
15. Koncentrace CO se zdvojnásobí.
16. $2{,}83 \cdot 10^{-3}$ mol dm^{-3}
17. $K_p = 311$
18. $[H_2] = [I_2] = 4{,}427 \cdot 10^{-3}$ mol dm^{-3}; $[HI] = 3{,}115 \cdot 10^{-2}$ mol dm^{-3}
19. c)
20. 0,06
21. 0,07 mol dm^{-3}
22. a) $a_{K^+} = a_{OH^-} = 0{,}0046$ b) $a_{Fe^{3+}} = 0{,}00079$; $a_{Cl^-} = 0{,}0226$
    c) $a_{Al^{3+}} = 0{,}00044$; $a_{SO_4^{2-}} = 0{,}0049$
23. $a_{Mg^{2+}} = 0{,}0032$; $a_{Cl^-} = 0{,}0085$; $a_{SO_4^{2-}} = 0{,}00053$

23. Roztoky a rozpustnost

A

1. Definujte: roztok, nasycený roztok, nenasycený roztok, přesycený roztok, látka rozpouštějící, látka rozpuštěná, rozpouštědlo, elektrolyt, neelektrolyt, potenciální elektrolyt, elektrolytická disociace, disociační stupeň elektrolytu, součin rozpustnosti, zdánlivý součin rozpustnosti.

2. Kterými faktory lze ovlivnit rozpustnost látek a jak?

3. Definujte pomocí vzorců, uveďte také jednotky pro dosazení: molární zlomek, molalita (molální koncentrace), hmotnostní zlomek, hmotnostní procento, objemový zlomek, objemová procenta, látková (dříve molární) koncentrace, termodynamický součin rozpustnosti, zdánlivý součin rozpustnosti.

4. Formulujte Henryho zákon, vysvětlete symboly, uveďte jednotky pro dosazení.

5. U následujících skupin látek uveďte, zda jsou ve vodě většinou rozpustné nebo většinou nerozpustné, vypište případné výjimky.

skupina látek	**rozpustnost ve vodě (dobrá / špatná)**	**příklady výjimek**
sulfidy		
soli alkalických kovů		
soli amonné		
halogenidy		
sírany		

B

1. Zdánlivý součin rozpustnosti CuBr má hodnotu $4{,}8 \cdot 10^{-8}$. Určete látkovou koncentraci CuBr v jeho nasyceném vodném roztoku.

Řešení:

CuBr ve vodném roztoku disociuje a ustaluje se rovnováha:
$CuBr(s) \rightleftarrows Cu^+(aq) + Br^-(aq)$
Zdánlivý součin rozpustnosti CuBr je definován vztahem:
$K_s(CuBr) = [Cu^+].[Br^-]$
Z rovnice disociace CuBr je zřejmé, že $[Cu^+] = [Br^-] = c(CuBr)$. Pak platí:
$K_s(CuBr) = c(CuBr) \,.\, c(CuBr) = c(CuBr)^2$
Po číselném dosazení $4{,}8 \cdot 10^{-8} = c(CuBr)^2$
$c(CuBr) = \sqrt{4{,}8 \cdot 10^{-8}} = 2{,}19 \cdot 10^{-4}$ mol dm^{-3}
Látková koncentrace CuBr v jeho nasyceném vodném roztoku je asi $2{,}19 \cdot 10^{-4}$ mol dm^{-3}.
Při výpočtu je možné si zjednodušit zápis, např. zavedením substituce $c(CuBr) = x$. Potom:
$K_s(CuBr) = x \,.\, x = x^2$
Po číselném dosazení $4{,}8 \cdot 10^{-8} = x^2$

$x = \sqrt{4{,}8 \cdot 10^{-8}} = 2{,}19 \cdot 10^{-4}$ mol dm^{-3}
Látková koncentrace CuBr v jeho nasyceném vodném roztoku je asi $2{,}19 \cdot 10^{-4}$ mol dm^{-3}.

2. Určete zdánlivý součin rozpustnosti Ag_3PO_4. Rozpustnost této iontové sloučeniny ve vodě je $1{,}607 \cdot 10^{-5}$ mol dm^{-3}.

Řešení:

Při rozpouštění Ag_3PO_4 ve vodě se ustaluje rovnováha:
$Ag_3PO_4(s) \rightleftarrows 3Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$
Z této rovnice je zřejmé, že $[PO_4^{3-}] = c\,(Ag_3PO_4)$ a také že $[Ag^+] : [PO_4^{3-}] = 3 : 1$, neboli $[Ag^+] = 3\,[PO_4^{3-}]$
Součin rozpustnosti $K_s\,(Ag_3PO_4)$ je definován vztahem:
$K_s = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}]$
Po dosazení vztahů mezi koncentracemi dostáváme:
$K_s\,(Ag_3PO_4) = (3 \cdot [PO_4^{3-}])^3 \,.\, [PO_4^{3-}]$
$K_s\,(Ag_3PO_4) = 27 \cdot [PO_4^{3-}]^4$
$K_s\,(Ag_3PO_4) = 27 \cdot (1{,}607 \cdot 10^{-5})^4$
$K_s\,(Ag_3PO_4) = 27 \cdot 6{,}669 \cdot 10^{-20}$
$K_s\,(Ag_3PO_4) = 1{,}8 \cdot 10^{-18}$
Zdánlivý součin rozpustnosti Ag_3PO_4 je $1{,}8 \cdot 10^{-18}$.

3. Voda je ve styku se směsí N_2 a O_2. Molární zlomek N_2 v plynné fázi je 0,67 a celkový tlak směsi plynů je 0,1 MPa. Jaký bude molární zlomek kyslíku rozpuštěného ve vodě? $k_H(O_2) = 4{,}06 \cdot 10^3$ MPa, $k_H(N_2) = 8{,}14 \cdot 10^3$ MPa.

Řešení:
Řešíme pomocí Henryho zákona. Musíme odlišovat molární zlomky látek v plynné fázi (budeme značit y) a molární zlomky látek v kapalné fázi (budeme značit x):
V našem případě:
$p(O_2) = k_H(O_2)\,x(O_2)$
Parciální tlak kyslíku nad roztokem je $p(O_2) = p_{celk}\,y(O_2)$, kde $y(O_2)$ je molární zlomek kyslíku v plynné fázi.
Známe: $p_{celk} = 0{,}1$ MPa, $y(N_2) = 0{,}67$. Protože $y(N_2) + y(O_2) = 1$,
je $y(O_2) = 1 - 0{,}67 = 0{,}33$.
Parciální tlak kyslíku tedy je roven $p(O_2) = (0{,}1 \cdot 0{,}33)$ MPa $= 3{,}3 \cdot 10^{-2}$ MPa.
Tlak $p(O_2)$ dosadíme do Henryho zákona:
$3{,}3 \cdot 10^{-2} = 4{,}06\ 10^3\ x(O_2) \Rightarrow x(O_2) = 8{,}1281 \cdot 10^{-6}$
Molární zlomek kyslíku ve vodě je $8{,}1281 \cdot 10^{-6}$.

C

Následující tabulka obsahuje data potřebná pro vyřešení příkladů 1 až 9:

Rozpustnost látky při zvolené teplotě (gramy rozpuštěné látky na 100 g vody)				
teplota (°C) ►/ látka▼	0	20	60	100
NaCl	35,63	35,86	37,08	39,02
$NiCl_2 \cdot 6H_2O$	174,5	239,75	479,5	590
$MnSO_4 \cdot 4H_2O$	105,6	132,7	110,1	59,9
$CaCrO_4$	4,38	2,39	0,9	0,43

1. Z uvedených dat sestrojte křivky rozpustnosti pro zadané látky.

2. Co na základě těchto grafů můžete říci o rozpustnosti uvedených 4 látek?

3. Co na základě těchto grafů můžete říci o teplotní závislosti rozpustnosti pevných látek ve vodě?

4. Pomocí grafu odhadněte, kolik gramů $NiCl_2 \cdot 6H_2O$ lze rozpustit ve 100 g vody při 25 °C a při 30 °C.

5. Co budete pozorovat, pokud při 60 °C připravíte nasycený roztok $NiCl_2 \cdot 6H_2O$ a pak jej ochladíte na 20 °C?

6. Jak se při 20 °C nazývá roztok $NiCl_2 \cdot 6H_2O$, který je při 60 °C nasycený?

7. Co budete pozorovat, pokud při 1 °C rozpustíte ve 100 g vody 3 g $CaCrO_4$ a pak jej necháte zahřát na pokojovou teplotu?

8. Máte roztok vzniklý tak, že při teplotě 20 °C bylo ve 100 g vody rozpuštěno 100 g $MnSO_4 \cdot 4H_2O$ a 200 g $NiCl_2 \cdot 6H_2O$. Jakým způsobem byste z něj oddělili část $MnSO_4 \cdot 4H_2O$?

9. Máte roztok vzniklý tak, že při teplotě 20 °C bylo ve 100 g vody rozpuštěno 100 g $MnSO_4 \cdot 4H_2O$ a 200 g $NiCl_2 \cdot 6H_2O$. Jakým způsobem byste z něj oddělili část $NiCl_2 \cdot 6H_2O$?

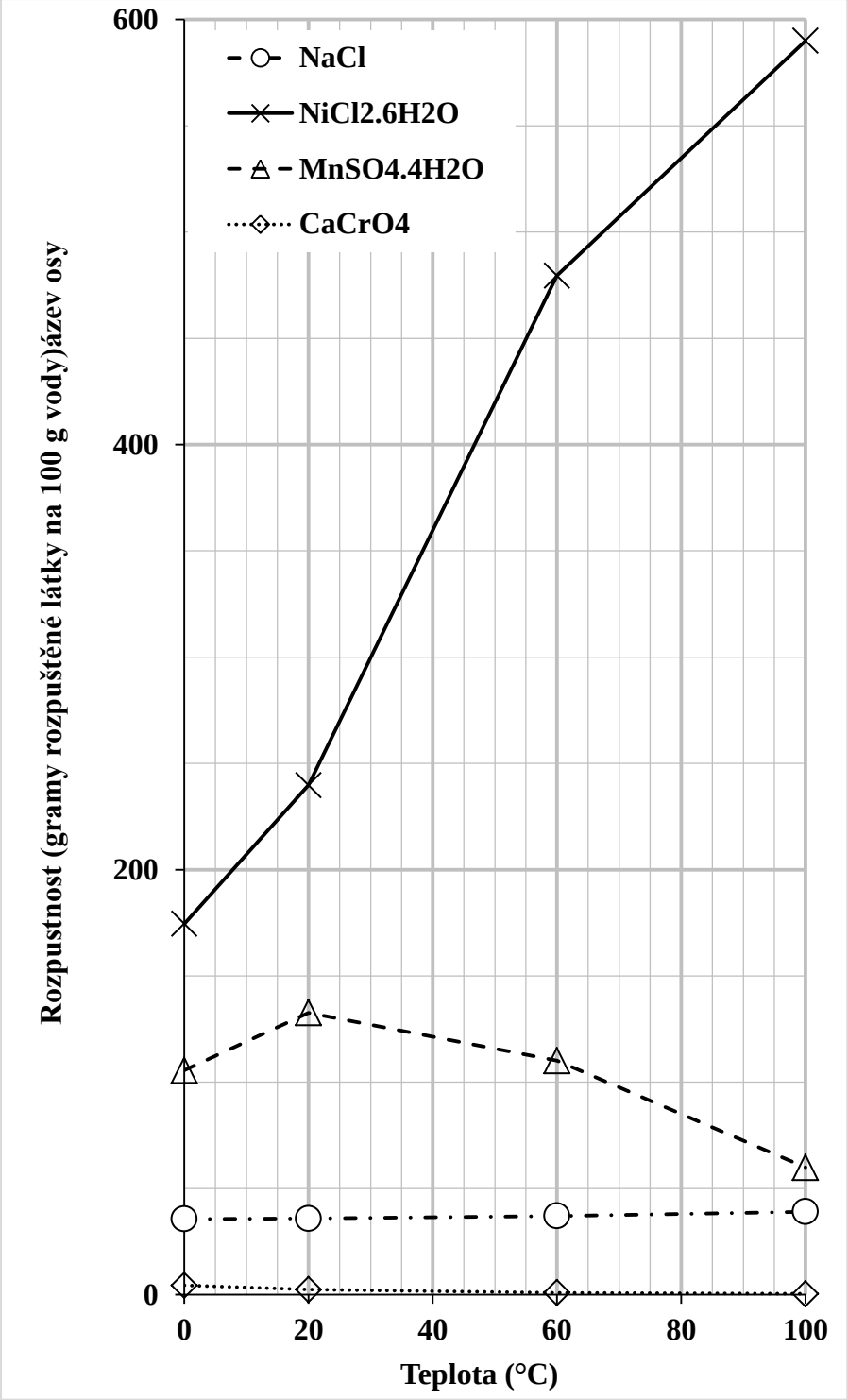
10. Zdánlivý součin rozpustnosti AgCl má hodnotu $1{,}778 \cdot 10^{-10}$. Určete látkovou koncentraci stříbrných iontů v nasyceném vodném roztoku AgCl.

11. Koncentrace olovnatých iontů v nasyceném vodném roztoku jodidu olovnatého je $1{,}2096 \cdot 10^{-3}$ mol dm^{-3}. Určete hodnotu zdánlivého součinu rozpustnosti PbI_2.

12. Voda je ve styku se směsí N_2 a O_2. Molární zlomek N_2 v plynné fázi je 0,83 a celkový tlak směsi plynů je 0,2 MPa. Jaký bude molární zlomek dusíku rozpuštěného ve vodě? $k_H(O_2) = 4{,}06 \cdot 10^3$ MPa, $k_H(N_2) = 8{,}14 \cdot 10^3$ MPa.

Výsledky:

1.



2. Může být velká i malá a může se lišit v rozsahu několika řádů
3. S rostoucí teplotou rozpustnost růst i klesat.
4. přibližně 270 g, přibližně 300 g
5. vznik sraženiny
6. přesycený
7. sražení

8. zahřát
9. ochladit k 0 °C
10. $1{,}33 \cdot 10^{-5}$ mol dm^{-3}
11. $7{,}08 \cdot 10^{-9}$
12. $2{,}0393 \cdot 10^{-5}$

24. Koligativní vlastnosti

A

1. Popište následující jevy a uveďte alespoň 1 příklad z běžného života: ebulioskopický efekt, kryoskopický efekt, vznik osmotického tlaku.

2. Zapište vzorce popisující velikost změny teploty varu při ebulioskopickém efektu, změnu teploty tání při kryoskopickém efektu, velikost osmotického tlaku.

3. K čemu se využívají ebulioskopie, kryoskopie a osmometrie?

4. Porovnejte ebulioskopii a kryoskopii z následujících hledisek: citlivost metody, technická a finanční náročnost na vybavení, zdravotní a bezpečnostní hledisko.

B

1. Ve 100 g vody je rozpuštěno 21,6192 g sladké látky. Bod tuhnutí tohoto roztoku je -2,232 °C. Jedná se o glukózu, nebo o sacharózu? Kryoskopická konstanta vody je $K(H_2O) = 1{,}86$ °C kg mol^{-1}.

Řešení:

Velikost kryoskopického efektu je $\Delta T_t = K \cdot c_m$, kde K je kryoskopická konstanta. Molalita je definovaná vztahem $c_m = \frac{n_L}{m_R}$, kde n_L je látkové množství rozpuštěné látky,

m_R je hmotnost rozpouštědla v jednotkách kg.

Po dosazení dostáváme: $\Delta T_t = K(H_2O) \cdot \frac{n_L}{m_R}$, kde $n_L = \frac{m_L}{M_L}$

Po dosazení: $\Delta T_t(H_2O) = K \cdot \frac{m_L}{M_L m_R}$. Číselně: 2,232 °C = 1,86 °C kg $mol^{-1} \cdot \frac{21{,}6192\ g}{M_L \,.\, 0{,}1\ kg}$.
Odtud: $M_L = 180{,}16$ g mol^{-1}

Srovnáním s molekulových vzorcem glukózy ($C_6H_{12}O_6$) a sacharózy ($C_{12}H_{22}O_{11}$) zjistíme, že se jedná o glukózu.

2. Bod varu benzenu je 80,10 °C. Vypočítejte bod varu roztoku, který v 80 g benzenu obsahuje 4,70 g anthracenu. Ebulioskopická konstanta benzenu je E = 2,6 °C kg mol^{-1} a molární hmotnost anthracenu je 178,233 g mol^{-1}.

Řešení:

Velikost ebulioskopického efektu je $\Delta Tv = E \cdot c_m$, kde E je ebulioskopická konstanta. Úpravami podobnými jako v předchozím příkladu dostaneme:

$\Delta T_v = E \cdot \frac{m_L}{M_L \,.\, m_R}$, po číselném dosazení:

$\Delta T_v = 2{,}6$ °C kg $mol^{-1} \cdot \frac{4{,}70\ g}{178{,}233 g\ mol^{-1} \,.\, 0{,}080\ kg}$,

$\Delta T_v = 80{,}96$ °C.

Bod varu roztoku je tedy o 0,86 °C vyšší než bod varu čistého benzenu. Bod varu roztoku je 80,96 °C.

3. Přídavek 3,20 g síry do 1 000 g sirouhlíku měl za následek zvýšení bodu varu sirouhlíku o 0,031 K. Ebulioskopická konstanta sirouhlíku je 2,5 °C kg mol^{-1}. Kolikaatomové molekuly S_x tvoří síra použitá pro experiment?

Řešení:

Určíme nejprve molární hmotnost rozpuštěné síry. Srovnáním s molární hmotností jednoatomové síry pak určíme počet atomů v molekule.

$\Delta T_v = E \cdot \frac{m_L}{M_L \,.\, m_R}$, po číselném dosazení:

$0{,}031\ \text{K} = 2{,}5\ ^\circ\text{C kg mol}^{-1} \cdot \frac{3{,}2\ g}{M\,(S_x)\,.1\ kg}$

$M(S_x) = 258{,}06\ \text{g mol}^{-1}$

$M(S_x) = x \cdot M(S)$

$258{,}06 = x \cdot 32{,}06 \quad x = 8{,}049 \doteq 8$

Vzorek síry použitý v experimentu tvoří molekuly S_8.

4. Vodný roztok obsahuje 0,5 g hemoglobinu v 0,5 litru roztoku. Je-li oddělen polopropustnou membránou od čisté vody, vykazuje při teplotě 27 °C osmotický tlak 38,66 Pa. Vypočítejte molární hmotnost hemoglobinu.

Řešení:

Velikost osmotického tlaku Π je vyjádřena vztahem Π = RTc, kde R = 8,314 J K^{-1} mol^{-1}, T je termodynamická teplota (K) a c je látková koncentrace rozpuštěné látky.

$$c = \frac{n_L}{V_{roztoku}} = \frac{m_L}{M_L \cdot V_{roztoku}}$$

Po dosazení dostaneme:

$\Pi = R \cdot T \cdot \frac{m_L}{M_L \cdot V_{roztoku}}$

Číselně (pokud dosazujeme tlak v jednotkách Pa, je nutno dosadit objem v m^3):

$38{,}66\ \text{Pa} = 8{,}314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K} \cdot \frac{0{,}5\ g}{M_L \cdot\ 0{,}5 \cdot 10^{-3}\ m^3}$

Odtud

$M_L \doteq 64{,}55 \cdot 10^3\ \text{g mol}^{-1}$

Molární hmotnost hemoglobinu je asi $64{,}55 \cdot 10^3$ g mol^{-1}.

5. Jaký osmotický tlak bude mít roztok 4,00 g NaCl v 1,00 litru vody při teplotě 27,0 °C?

Řešení:

Vztah Π = RTc upravíme na Π = RTci. Van´t Hoffův koeficient i má hodnotu i = 2, protože NaCl v roztoku disociuje na dva ionty: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$.

$$\Pi = RTc.i = R \cdot T \cdot \frac{m_L}{M_L \cdot V_{roztoku}} \cdot i$$

$8{,}314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K} \cdot \frac{4{,}00\ \text{g}}{58{,}44\ \text{g mol}^{-1} \cdot\ 1{,}00 \cdot\ 10^{-3}\text{m}^3} \cdot 2 \doteq 342\,000\ \text{Pa}$

Roztok bude mít osmotický tlak 342 000 Pa.

C

1. Kafr má kryoskopickou konstantu K(kafr) = 40,0 °C kg mol^{-1} a bod tání 178,4 °C. Roztok 1,50 g netěkavé látky A v 35,0 g kafru taje při teplotě 164,7 °C. Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost látky A.

2. Vypočítejte bod tání a bod varu roztoku, který obsahuje 30,0 g sacharózy ve 200 g vody. Na základě vypočtených hodnot rozhodněte, zda pro stanovení relativních molekulových hmotností látek je z hlediska citlivosti metody vhodnější ebulioskopie nebo kryoskopie. Ebulioskopická konstanta vody je $E(H_2O)$ = 0,52 °C kg mol^{-1} a kryoskopická konstanta vody má hodnotu $K(H_2O)$ = 1,86 °C kg mol^{-1}.

3. Jaký osmotický tlak bude mít roztok 4,0 g polyvinylchloridu v 1 litru dioxanu při teplotě 27 °C, je-li průměrná relativní molekulová hmotnost tohoto polymeru $1{,}5 \cdot 10^5$?

4. Vodný roztok obsahující v 1 litru 1,00 g insulinu má při teplotě25 °C osmotický tlak 413,1 Pa.
   a) Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost insulinu .
   b) Vypočítejte bod tání tohoto roztoku. Kryoskopická konstanta vody má hodnotu 1,86 °C kg mol^{-1}

Výsledky:

1. 125,13
2. -0,815 °C; 100,23°C
3. 66,5 Pa
4. a) $6{,}0 \cdot 10^3$ b) $-3{,}1 \cdot 10^{-4}$ °C

25. Molekulární transport

A

1. Popište difúzi, transfúzi a efúzi.

2. Určete, zda bude rychleji probíhat transfuze methanu nebo oxidu uhličitého. Podle čeho jste rozhodovali?

3. Napište Grahamův zákon, vysvětlete symboly.

B

1. Vypočítejte, kolikrát je větší rychlost transfúze vodíku než kyslíku.

Řešení:

Poměr rychlostí pronikání plynů pórovitou stěnou (transfúze) je určen Grahamovým zákonem

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{M_r^{stř.}\,(2)}{M_r^{stř.}\,(1)}}$$

u = rychlost transfúze plynu
$M_r^{stř.}$ … střední relativní molekulová hmotnost plynu

$$\frac{u(H_2)}{u(O_2)} = \sqrt{\frac{M_r^{stř.}\,(O_2)}{M_r^{stř.}\,(H_2)}} = \sqrt{\frac{31{,}9988}{2{,}0158}} = 3{,}98$$

Rychlost transfúze H_2 je 3,98 x větší než rychlost transfúze O_2.

C

1. Na dno kádinky se studenou vodou umístíte malou hromádku (několik krystalů) $KMnO_4$. Nebudete míchat, kádinku ponecháte v klidu. Odpovězte na následující otázky:

a) Jakou barvu mají krystaly $KMnO_4$?

b) Jaká je rozpustnost $KMnO_4$ ve vodě ? Údaj můžete vyhledat v tabulkách.

c) Jakou barvu má vodný roztok $KMnO_4$?

d) Co budete pozorovat bezprostředně po vložení krystalů do vody?

e) Co budete pozorovat po několika minutách?

f) Co budete pozorovat po několika hodinách?

g) Jak se nazývají děje, které jste pozorovali?

h) Jaké toxikologické vlastnosti má $KMnO_4$?

i) Pokuste se navrhnout jinou soustavu, na které je možno pozorovat oba sledované děje, avšak vhodnější z hlediska bezpečnostního.

2. Vypočítejte, kolikrát rychleji probíhá transfúze vodíku než transfúze chloru.

3. V přírodě se nacházející uran je směsí dvou nuklidů: ^{235}U (obsah 0,7 %) a ^{238}U (obsah 99,3 %). Reakcí uranu s fluorem vzniká velmi těkavý UF_6 a transfúzí je možno oddělovat $^{235}UF_6$ od $^{238}UF_6$. Vypočítejte, kolikrát vyšší bude obsah $^{235}UF_6$ po jedné transfúzi směsi $^{235}UF_6$ + $^{238}UF_6$ oproti obsahu této látky ve směsi získané fluorací přírodního uranu.

A_r (^{235}U) = 235,044; A_r (^{238}U) = 238,05.

Výsledky:

1. a) Tmavě fialovou, může být vnímána až jako černá.
   b) 7,63 g $KMnO_4$ na 100 g.
   c) Záleží na koncentraci – od růžové přes různě intenzivní odstíny fialové až po téměř černou.
   d) Zarůžovění roztoku v blízkosti krystalků $KMnO_4$.
   e) Dolní část roztoku je fialová, u hladiny bude bezbarvý nebo podstatně méně fialový než u dna.
   f) Barva roztoku bude všude přibližně stejně intenzivní.
   g) rozpouštění, volná difúze
   h) Způsobuje poškození kůže a očí. Při požití poškozuje ledviny. Smrtelná dávka je 5-10 g.
   i) Použití potravinářských barviv ve vodě.
2. 5,93 krát
3. 1,004 krát

Použitá literatura

ATKINS, P. W. a Loretta. JONES. *Chemical principles: the quest for insight*. 2nd ed. New York: W.H. Freeman, 2002. ISBN 0-7167-3923-2

BARTOVSKÁ, Ludmila., ŠIŠKOVÁ, Marie. *Co je co v povrchové a koloidní chemii*. [online]. 2005 [cit. 2009-02-21]. Dostupné z: http://vydavatelstvi.vscht.cz/knihy/uid_es-001/hesla/vant_hoffova_rovnice.html.

BENEŠ, Pavel, Jiří BANÝR a Václav PUMPR. Základy chemie 1: [pro druhý stupeň základní školy, nižší ročníky víceletých gymnázií a střední školy]. Vyd. 3. dotisk. Praha: Fortuna, 2005. ISBN 80-7168-720-0.

BROŽ, Jaromír, Vladimír ROSKOVEC a Miloslav VALOUCH. *Fyzikální a matematické tabulky*. 1. vyd. Praha: SNTL - Nakladatelství technické literatury, 1980. 305 s.

CÍDLOVÁ, H., MOKRÁ, Z., VALOVÁ, B. *Obecná chemie*. Brno. Masarykova univerzita v Brně. 2017 (Elportál MU, připraveno k publikování).

CÍDLOVÁ, Hana a Jiří ŠTĚPÁN. *Řešené příklady z fyzikální chemie IV*. Brno: Masarykova univerzita v Brně, 2008. ISBN 978-80-210-4604-7.

CÍDLOVÁ, Hana, Daniela SZMEKOVÁ a Jiří ŠTĚPÁN. *Řešené příklady z fyzikální chemie I. Skupenské stavy, fázové rovnováhy.* Brno: Masarykova univerzita v Brně, 2003. 118 s. ISBN 80-210-3122-0.

CÍDLOVÁ, Hana, Luděk JANČÁŘ a Renata NĚMCOVÁ. *Řešené příklady z fyzikální chemie VI. Vybrané optické fyzikálně chemické metody. Koloidní soustavy.* Brno. Masarykova univerzita v Brně, 2004. 50 s. ISBN 80-210-3344-4.

ČIPERA, Jan. *Základy obecné chemie*. 1. vyd. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1980. 334 s.

FIALA, Miroslav, et. al. *Stanovení krystalové vody v* $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ [online]. 2007-2008 [cit. 2011-03-27]. Dostupné z: <http://www.ped.muni.cz/wchem/sm/hc/labtech/pages/stanoveni_ skalice.html>.

FUCHS, Eduard, Helena BINTEROVÁ a Pavel TLUSTÝ. *Matematika 8. Aritmetika. Učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia*. 1. vyd. Plzeň: FRAUS, 2009. 128 s. ISBN 978-80-7238-684-0.

HÁLA, Jiří. *Pomůcka ke studiu obecné chemie*. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 1993. 85 s. ISBN 80-210-0289-1.

Chemistry Libretexts: Delocalization of Electrons [online]. Last updated 20 Dec 2016. UCDAVIS, University od California. Dostupné z:

https://chem.libretexts.org/Core/Physical_and_Theoretical_Chemistry/Chemical_Bonding/Valence_Bond_Theory/Delocalization_of_Electrons.

JANČÁŘOVÁ, Irena, Luděk JANČÁŘ. *Základní chemické výpočty*. 1. vyd. Brno: Mendelova zemědělská a lesnická universita, 2002. 115 s. ISBN 80-7157-575-5.

KALHOUS, Zdeněk a Otto OBST. *Školní didaktika*. Vyd. 1. Praha: Portál, 2002. 447 s. ISBN 807178253X.

KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. *Obecná a anorganická chemie.* 1. vyd. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1985. 591 s.

KLIMEŠOVÁ, Věra a Karel PALÁT. *Základy obecné chemie pro farmaceuty*. 1. vyd. Praha: Univerzita Karlova v Praze, nakladatelství Karolinum, 2001. 164 s. ISBN 80-246-0393-4.

KRATOCHVÍL, Milan. *Jak myslí chemik: esej*. Vyd. 1. Brno: Tribun EU, 2010. 332 s. 978-80-7399-873-8.

LABÍK, Stanislav., BUREŠ, Michal., CHUCHVALEC, Pavel., KOLAFA, Jiří., NOVÁK, Josef., ŘEHÁK, Karel. *Příklady z fyzikální chemie online* [online]. 2015 [cit. 2015-09-26]]. Dostupný z: http://www.vscht.cz/fch/prikladnik/prikladnik/p.html

MACH, Josef, Irena PLUCKOVÁ a Jiří ŠIBOR. *Chemie: úvod do obecné a anorganické chemie*. Brno: Nová škola, c2010. Duhová řada. ISBN 9788072891337

MARKO, Miloš, Stanislav HORVÁTH a Ján KANDRÁČ. *Příklady a úlohy z chemie*. Vyd. 2. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1978. 317 s.

MASTERTON, William L. a Cecile N. HURLEY. *Chemistry: principles & reactions: a core text*. 3rd ed. Fort Worth: Saunders College Pub., 1997. ISBN 0-03-005889-9.

MUCK, Alexander. *Základy strukturní anorganické chemie*. Vyd. 1. Praha: Academia, 2006. 508 s. ISBN 80-200-126-1.

MUSILOVÁ, Emilie a Hana PEŇÁZOVÁ. *Chemické názvosloví anorganických sloučenin*. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita v Brně, 2000. 157 s. ISBN 80-210-2392-9.

NOVOTNÝ, Petr. *Změny skupenství látek*. [online]. 2004-2009 [cit. 2009-03-26]. Dostupné z: http://fyzika.smoula.net/?show=mtf08.

ODVÁRKO, Oldřich, Jiří, KADLEČEK. *Matematika [2] pro 7. ročník základní školy*. Praha: Prometheus, 1999. 84 s. ISBN: 9788071964278

PASCHOVÁ, Kateřina. *Tvorba studijního materiálu pro výuku předmětu Seminář z obecné chemie.* Brno. 2009. Diplomová práce. Masarykova universita v Brně, Pedagogická fakulta.

PLACHÁ, Miloslava. *Aplikace matematických výpočtů v chemii.* Brno. 2011. Diplomová práce. Masarykova universita v Brně, Pedagogická fakulta.

PLACHÁ, Miloslava. Výběr úloh pro seminář z obecné chemie (se zaměřením na radioaktivitu, strukturu atomu a periodický zákon). Brno. 2008. Bakalářská práce. Masarykova universita v Brně, Pedagogická fakulta.

POLÁČEK, Miroslav. Molekulová fyzika a termika. [online]. 18 února 2001 [cit. 2009-03-10]. Dostupné z: http://radek.jandora.sweb.cz/f08.htm.

POLÁŠKOVÁ, Petra. *Testové otázky pro předmět Obecná chemie*. Brno. 2010. Bakalářská práce. Masarykova univerzita v Brně, Přírodovědecká fakulta.

POLÁŠKOVÁ, Petra. *Tvorba studijního materiálu pro výuku předmětu Seminář z obecné chemie.* Brno. 2012. Diplomová práce. Masarykova universita v Brně, Přírodovědecká fakulta.

PRACHAŘ, Jan a kol.: *Fyzikální korespondenční seminář XIX. ročník* [online]. [2005/2006]. Dostupný z: http://fykos.troja.mff.cuni.cz/rocenky/rocenka19.pdf.

REICHL, Jaroslav., VŠETIČKA, Martin. *Anomálie vody*. [online]. 2006-2009 [cit. 2009-03-26]. Dostupné z: http://fyzika.jreichl.com/index.php?sekce=browse&page=645

RŮŽIČKA, Antonín a Jiří TOUŽÍN. *Problémy a příklady z obecné chemie: názvosloví anorganických sloučenin*. 7., přeprac. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2000. 148 s. ISBN 8021022868.

RŮŽIČKA, Antonín a Jiří TOUŽÍN. *Problémy a příklady z obecné chemie: Názvosloví anorganických sloučenin*. 8., nezměn. vyd. Brno: Masarykova univerzita v Brně, 2007. ISBN 978-80-210-4273-5.

RŮŽIČKA, Antonín, Jiří TOUŽÍN a Lubomír MEZNÍK. *Problémy a příklady z obecné chemie: Názvosloví anorganických sloučenin*. 6. upr. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 1996. ISBN 80-210-1389-3.

ŠVIHELOVÁ, Petra. *Tvorba studijního materiálu pro výuku předmětu Seminář z obecné chemie.* Brno. 2009. Diplomová práce. Masarykova universita v Brně, Pedagogická fakulta.

ŠVIHELOVÁ, Petra. Výběr úloh pro seminář z obecné chemie (se zaměřením na skupenské stavy látek a základy termodynamiky). Brno. 2007. Bakalářská práce. Masarykova universita v Brně, Pedagogická fakulta.

VACÍK, J., BARTHOVÁ, J., PACÁK, J., aj. *Přehled středoškolské chemie.* 2. vyd. Praha: SPN-pedagogické nakladatelství, 1999. ISBN 80-7235-108-7.

VACÍK, Jiří. *Obecná chemie*. 1. vyd. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1986. 303 s.

VOLKA, Karel. *Příklady z analytické chemie*. 2. vyd. Praha: Vydavatelství VŠCHT, 1999. 1 sv. ISBN 8070803576.

V. Diskuse

Hlavní cíl práce byl splněn – byla vytvořena sbírka příkladů na podporu výuky předmětu *Seminář z obecné chemie* na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity. Během práce se objevilo několik problémů, největším z nich bylo správně rozdělit materiály do kapitol z předchozích závěrečných prací studentek.

Dalším problémem bylo, že některé příklady se vyskytovaly v materiálu vícekrát, často i v různých kapitolách. Jejich hledání často nebylo snadné, protože v pracovní verzi pro každou kapitolu existoval samostatný soubor. Ne vždy bylo možné příklad jednoznačně zařadit do konkrétní kapitoly, proto bylo nutné věc diskutovat s vedoucí a vyučující předmětu.

Při přípravě vzorových příkladů (podkapitoly B) vyvstal další problém, protože původní studijní materiál využíval jiný postup, který se z nejrůznějších důvodů na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity nepoužívá. Mnoho příkladů tak bylo znovu vzorově řešeno, opět během řady konzultací s vyučující, jaké řešení je nejvhodnější použít, aby bylo studenty pochopeno.

Bylo zapotřebí sjednotit symboliku, zejména používání jednotek, například mol dm^{-3} místo mol/dm^3 nebo dokonce mol/l, ale i pojmy typu *bod varu* vs. *teplota varu*, *poločas rozpadu* vs. *poločas přeměny* a další.

Mnoho záležitostí jsme se snažili s vedoucí poskládat ke spokojenosti obou, kdy autor věc posuzoval z pohledu studenta a vedoucí práce z pohledu vyučujícího. S ohledem na skutečnost, že autor *Seminář z obecné chemie* taktéž absolvoval, mohl učební materiál hodnotit a snažit se vylepšit, co bylo z jeho pohledu tehdy méně pochopitelné.

Záměrem autora bakalářské práce je v následujícím akademickém roce ve spolupráci s vedoucí práce otestovat materiál přímo ve výuce předmětů *Úvod do studia chemie a přírodních věd* a *Seminář z obecné chemie* a opravit případně chyby, které unikly pozornosti. Podle reakcí ve výuce případně doplnit u příkladů takzvané „rozměrové zkoušky“, aby se posluchači naučili pracovat se správnými jednotkami.

VI. Závěr

Cíle uvedené v kapitole Cíl bakalářské práce byly naplněny. Pro řešení grantu FR MU č. 2017/41/MUNI/FR/1093/2016 „*Studijní materiály pro předměty Seminář z obecné chemie a Industrial Chemistry*“ vznikla sbírka příkladů podporující výuku předmětů *Úvod do studia chemie a přírodních věd* a *Seminář z obecné chemie* odpovídající sylabu předmětu Obecná chemie na Pedagogické fakultě Masarykovy univerzity a taktéž odpovídající požadavkům kladeným na studenty Pedagogické fakulty Masarykovy univerzity.

Sbírka je členěna na 25 kapitol stejně jako studijní materiál k přednášce z obecné chemie, některé kapitoly jsou navíc dále děleny podle probíraného učiva. Každá kapitola je členěna na části A, B, C podle typu příkladů.

Bibliografický záznam

NEKVAPIL, Jan. *Tvorba úloh pro seminář z obecné chemie*. Brno: PdF MU, 2017. Vedoucí bakalářské práce Hana Cídlová.