

## Studijní plán: Chemie

Státní závěrečná zkouška sestává z prezentace závěrečného projektu a písemné zkoušky z předmětů Fyzikální chemie, Anorganická chemie, Organická chemie a Analytická chemie. Příslušné znalosti získá student absolvováním povinných předmětů studijního plánu. Nezbytnou znalostí jsou základní pojmy a výpočty z obecné chemie (látkové množství, stechiometrické výpočty, koncentrace atd.). Okruhy a příklady otázek pro jednotlivé předměty jsou uvedeny níže. Při písemné zkoušce je povolena kalkulačka.

### Okruhy otázek:

#### Fyzikální chemie

Použití stavové rovnice ideálního plynu a výpočet parciálních tlaků. (Atkins, kap. 1)

První termodynamický zákon. Výpočet práce při výrobě plynu. Entalpie: definice, význam, vztah mezi  $\Delta H$  a  $\Delta U$ . Izobarická a izochorická tepelná kapacita. Použití Hessova zákona: kombinování reakčních entalpií. (Atkins, kap. 2)

Druhý termodynamický zákon. Termodynamická definice entropie a výpočet změny entropie pro izotermickou expanzi ideálního plynu. Clausiova nerovnost. Definice Helmholtzovy a Gibbsovy energie a na nich založená kritéria samovolného děje. Výpočet maximální práce a maximální neobjemové práce reakce. Výpočet standardní Gibbsovy energie reakce a posouzení spontánnosti reakce. Fundamentální rovnice chemické termodynamiky. Závislost Gibbsovy energie na tlaku pro ideální plyn. (Atkins, kap. 3)

Chemický potenciál čisté látky. Kritérium fázové rovnováhy. Fázový diagram čisté látky. Fázové pravidlo. Závislost chemického potenciálu na  $T$  a  $p$ . (Atkins, kap. 4)

Definice chemického potenciálu a fundamentální rovnice chemické termodynamiky pro směsi. Závislost chemického potenciálu ideálního plynu na tlaku. Raoultův zákon a Henryho zákon. Aktivita rozpouštědla: definice, výpočet z parciálního tlaku, aktivitní koeficient. Aktivita rozpuštěné látky. (Atkins, kap. 5)

Reakční Gibbsova energie a podmínka rovnováhy. Příklad obecné reakce: reakční Gibbsova energie v libovolném stádiu reakce, způsob výpočtu standardní reakční Gibbsovy energie, definice reakčního kvocientu. Definice a výpočet rovnovážné konstanty. Le Chatelierův princip: Odezva rovnováh na změny tlaku a teploty. Rozepsání oxidačně-redukční reakce na poloreakce. Vztah rovnovážného napětí článku k reakční Gibbsově energii. Nernstova rovnice a její využití k výpočtu napětí článku pro libovolné aktivity reaktantů a produktů. Interpretace řady napětí kovů. Určování rovnovážných konstant ze standardního napětí článku. (Atkins, kap. 6)

Výpočet spektrálních linií vodíkového atomu. Specifikace orbitalů: kvantová čísla, jejich význam a možné hodnoty. Označení slupek a podslupek. Výstavbový princip a Hundovo pravidlo. (Atkins, kap. 9)

Orbitaly sigma a pí. Elektronová struktura homonukleárních biatomických molekul. Řád vazby. Posouzení relativní síly vazby v molekulách a iontech. (Atkins, kap. 10)

Definice a použití pojmu rychlost reakce. Odečtení okamžité rychlosti reakce z grafu časové závislosti koncentrace. Řád reakce. Reakce prvního řádu: rychlostní rovnice v diferenciálním a integrovaném tvaru, poločas reakce a jeho grafické i výpočetní určení. Arrheniova rovnice a vztah aktivační energie k závislosti reakční rychlosti na teplotě. (Atkins, kap. 21)

## Anorganická chemie

Klasifikace prvků, prvky přechodné a nepřechodné, periodický systém a periodicitu chemických vlastností. Horizontální a vertikální trendy. Elektronegativita, ionizační potenciál, iontové a kovalentní poloměry, teploty tání a varu. Ušlechtilé a neušlechtilé kovy. Krystalová struktura kovů a základních iontových sloučenin (NaCl, CsCl, ZnS, CaF<sub>2</sub>). Daltonidy a berthollidy, intersticiální sloučeniny. Systematické názvosloví anorganických sloučenin. Model VSEPR a tvary molekul.

Vodík, jeho izotopy, binární sloučeniny vodíku.

Alkalické kovy a jejich sloučeniny. Výroba hydroxidu sodného a sody. Organolithné sloučeniny.

Beryllium, hořčík a kovy alkalických zemin. Grignardova činidla. Podstata krasových jevů, tvrdost vody.

Bor, borany a elektronově deficitní vazba. Halogenidy boru. Oxid boritý a kyselina boritá.

Hliník, jeho halogenidy a oxo/hydroxo-sloučeniny. Bayerův proces a Heroultova-Hallova elektrolytická výroba hliníku. Amfoterní vlastnosti hliníku a jeho sloučenin.

Uhlík a jeho allotropy. Anorganické sloučeniny uhlíku, freony, teflon. Organokovové sloučeniny. Karbonyly a jejich vazebné poměry.

Křemík a jeho anorganické sloučeniny, křemičitany a hlinítokřemičitany a jejich struktura, skla, (poly)siloxany.

Dusík a jeho anorganické sloučeniny. Výroba amoniaku a kyseliny dusičné.

Fosfor, jeho allotropy a anorganické sloučeniny, výroba kyseliny fosforečné, fosfazeny. Organofosfáty.

Kyslík, typy, struktura a acidobazické vlastnosti oxidů, voda, peroxid vodíku.

Síra a její anorganické sloučeniny. Výroba kyseliny sírové.

Halogeny, halogenovodíky a halogenidy, fluoridy kyslíku, oxidy ostatních halogenů, oxokyseliny a jejich soli.

Vzácné plyny, sloučeniny xenonu.

Těžší nepřechodné prvky 13.–16. skupiny: výskyt, výroba, využití (polovodiče, nízkotající slitiny, olověné akumulátory), nejběžnější halogenidy a oxosloučeniny. Inertní elektronový pár.

Přechodné prvky: základní metody výroby a čištění – výroba oceli, Krollův proces, van Arkelova-de Boerova metoda, karbonylový (Mondův) proces, aluminotermie. Využití kovů, jejich slitin a sloučenin (stavební a konstrukční materiály, elektrotechnika, katalyzátory, lékařství). Důležité halogenidy a oxosloučeniny prvků 4. periody (Sc-Zn).

Koordinační chemie, základní pojmy, vazba v koordinačních sloučeninách, tvary koordinačních polyedrů, typy ligandů, tvrdé a měkké Lewisovy kyseliny a zásady, stabilita komplexů, izomerie v koordinačních sloučeninách. Názvosloví koordinačních sloučenin. Ligandové pole v oktaedrických komplexech – vysokospinové a nízkospinové komplexy, spektrochemická řada. Důležité koordinační sloučeniny (karbonylové komplexy, ferrocen, *cis*-platina, metaloporfyriny).

Lanthanoidy a aktinoidy, uran a jeho sloučeniny.

## Organická chemie

Principy tvorby systematických názvů organických sloučenin.

Vazebné poměry a hybridizace. Konjugace. Odvozování rezonančních (mezomerních) vzorců a jejich interpretace. Indukční a mezomerní efekt.

Kyselost a bazicita organických látek. Faktory ovlivňující tyto vlastnosti. Hodnoty  $pK_a$  a  $pK_b$  důležitých funkčních skupin.

Konformace alkanů, cykloalkanů a jejich derivátů. Metody zobrazování trojrozměrného uspořádání molekul. Chiralita, vlastnosti a dělení enantiomerů. Typy izomerů. Popis (absolutní) konfigurace stereogenního centra.

Alkany a cykloalkany. Radikálové reakce jako typická reakce alkanů a jejich mechanismus.

Alkeny a alkyny. Adiční reakce, mechanismus a stereochemie adičních reakcí. Konjugované polyeny, vlastnosti a reakce (1,2- a 1,4-adice, pericyklické reakce). Kyselost terminálních alkynů a její využití.

Aromaticita. Benzoidní a nebenzoidní aromáty. Vlastnosti aromatických sloučenin, mechanismus elektrofilní a nukleofilní aromatické substituce. Vliv substituentů na rychlost a selektivitu  $S_EAr$ . Oxidace arenů a jejich alkylovaných derivátů.

Halogenderiváty. Metody přípravy a reaktivita (mechanismy  $S_N1$ ,  $S_N2$ , E1, E2).

Alkoholy a fenoly. Příprava a reaktivita alkoholů. Metody oxidace alkoholů. Příprava etherů. Příprava epoxidů a jejich reakce s nukleofily.

Aminy. Příprava a reakce aminů a nitrosloúčenin. Diazoniové soli a jejich využití.

Organokovové sloučeniny, metody přípravy a reakce s kyselinami a elektrofilny.

Karboonylové sloučeniny. Charakterizace karbonylu, nukleofilní adice, mechanismy reakce s kyslíkatými, dusíkatými a uhlíkatými nukleofily. Aldolové reakce. Oxidace a redukce aldehydů a ketonů. Reakce enolizovatelných karboonylových sloučenin s elektrofilny. Michaelova adice.

Karboxylové kyseliny, jejich struktura a chemické vlastnosti. Funkční deriváty karboxylových kyselin (estery, halogenidy, anhydridy, amidy), jejich příprava, vlastnosti, reaktivita a využití v organické syntéze. Nukleofilní acylová substituce. Reakce funkčních derivátů s organokovy a komplexními hydridovými anionny. Nitrily.

Heterocyklické sloučeniny. Elektronová struktura a vliv na chemické vlastnosti, srovnání jejich chemických vlastností.

## Analytická chemie

Rozklady vzorků na mokré cestě, rozklady vzorků na suché cestě. Principy kvalitativní chemické analýzy.

Gravimetrie. Teorie vzniku sraženin, pochody na sraženinách, vážení, zpracování sraženin, gravimetrické postupy.

Titrační metody. Popis rovnováh. Protolytické, komplexotvorné a srážecí rovnováhy. Redoxní rovnováhy, standardní a formální potenciál. Výklad titračních křivek, titrační roztoky a primární standardy, indikace ekvivalenčního bodu. Acidobazické titrace, acidobazické tlumivé roztoky. Komplexometrické titrace, chelatometrie. Srážecí titrace. Redoxní titrace.

Elektroanalytické metody. Potenciometrické metody. Indikační a referenční elektrody, iontově selektivní elektrody, skleněná elektroda. Měření pH. Potenciometrická indikace průběhu titrací a ekvivalenčního bodu, Granova linearizace titračních křivek. Konduktometrické metody. Elektrogravimetrie, coulometrie. Polarizační křivky, vylučovací proud, Faradayovy zákony. Coulometrie při konstantním potenciálu a při konstantním proudu. Voltametrie, polarografie. Polarografická analýza.

Optické analytické metody. Elektromagnetické záření, Bouguer-Lambert-Beerův zákon, příčiny absorpce a emise záření. Molekulová absorpční spektroskopie (UV, VIS, IR), atomová absorpční a emisní spektroskopie, luminiscenční metody. Refraktometrie, polarimetrie. Hmotnostní spektrometrie.

Separáčnı metody. Kapalinová extrakce. Analytické využitı ionexů. Chromatografie na tenké vrstvě sorbentu. Plynová chromatografie a HLPC (vysokoučinná kapalinová chromatografie) – instrumentace, kvalitativní a kvantitativní charakteristiky, použití. Elektromigrační metody, zónová elektroforéza, izotachoforéza.

Hodnocení výsledků analýz. Analytický signál, standardizace, kalibrační křivka. Parametry analytické metody. Chyby a jejich vztah k parametrům analytických metod. Statistické vyhodnocování analytických výsledků.

### **Literatura:**

- Housecroft C. E., Sharpe A. *Anorganická chemie*, 1. vyd., VŠCHT Praha, 2014.
- Klikorka J., Hájek B., Votinský J. *Obecná a anorganická chemie*, 2. vyd., SNTL Praha, 1989.
- Atkins, P., de Paula J. *Fyzikální chemie*. 1. vyd., VŠCHT Praha, 2013.
- Toužın J. *Stručný přehled chemie prvků*, MU Brno, 2001.
- McMurry J. *Organická chemie*, překlad 8. vyd., VŠCHT Praha, 2015.
- Svoboda J. *Organická chemie I*. 1. vyd., VŠCHT Praha, 2005.
- Sommer L. *Základy analytické chemie I*, VUTium Brno, 1998.
- Sommer L. a kol. *Základy analytické chemie II*, VUTium Brno, 2000.
- Skoog Douglas A., West Donald M., Holler F. James a Crouch Stanley R. *Analytická chemie*. 1. vyd., VŠCHT Praha, 2019.
- Zýka J. *Analytická příručka. Díl I*, 4. upr. vyd., SNTL Praha, 1988.
- Zýka J. *Analytická příručka. Díl II*, 4. upr. vyd., SNTL Praha, 1988.

## Příklady testových otázek:

Fyzikální chemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí)

- 1) Samovolný děj v uzavřeném systému probíhá jako důsledek tendence
  - a) poklesu entropie systému
  - b) poklesu Gibbsovy energie systému
  - c) poklesu celkové entropie systému a okolí
  - d) snižování energie systému
  
- 2) Jaká je standardní spalná entalpie  $\Delta_c H^0$  glukózy, je-li  $\Delta_f H^0(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, \text{s}) = -1268 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta_f H^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  a  $\Delta_f H^0(\text{CO}_2, \text{g}) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ?  
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) + 6 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$ 
  - a)  $+2808 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
  - b)  $-2808 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
  - c)  $-5344 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
  - d)  $-7059 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
  
- 3) Boylova teplota je teplota
  - a) nad níž není možno plyn zkapalnit
  - b) při níž je nulový druhý viriální koeficient
  - c) při níž platí Boyleův zákon
  - d) nad níž jsou konstanty Van der Waalsovy rovnice nulové

Analytická chemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí)

- 1) 25 cm<sup>3</sup> roztoku H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> bylo titrováno v kyselém prostředí roztokem KMnO<sub>4</sub> o koncentraci 0,020 mol·dm<sup>-3</sup>. Jaká byla koncentrace H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, jestliže spotřeba roztoku KMnO<sub>4</sub> byla 0,015 dm<sup>3</sup>?
  - a) 0,030 mol·dm<sup>-3</sup>
  - b) 0,012 mol·dm<sup>-3</sup>
  - c) 0,060 mol·dm<sup>-3</sup>
  - d) 2,4 mmol·dm<sup>-3</sup>
  
- 2) Absorbance roztoku absorbující látky je 0,5. Transmittance (ve stejné kyvetě při stejné vlnové délce) roztoku této látky o dvojnásobné látkové koncentraci je:
  - a) 20 %
  - b) 10 %
  - c) 1 %
  - d) 50 %
  
- 3) Metalochromní indikátory pro indikaci bodu ekvivalence v komplexometrii jsou
  - a) stejné jako acidobasické indikátory
  - b) látky obsahující chrom
  - c) látky dávající barevné komplexy s titrovanými ionty kovů
  - d) žádné neexistují

Anorganická chemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí)

1) Vodík:

- a) hoří, ale hoření nepodporuje
- b) nehoří ani nepodporuje hoření
- c) má ve své molekule atomy spojené velmi pevnou vazbou, proto patří mezi inertní plyny
- d) nehoří, ale hoření podporuje

2) Smísením hydridu sodného s vodou vzniká

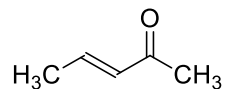
- a) kyselý roztok
- b) vodík
- c) sodík
- d) kyslík

3) Kobaltitý kation (elektronová konfigurace  $3d^64s^0$ ) v oktaedrickém poli silně štěpících ligandů  $CN^-$

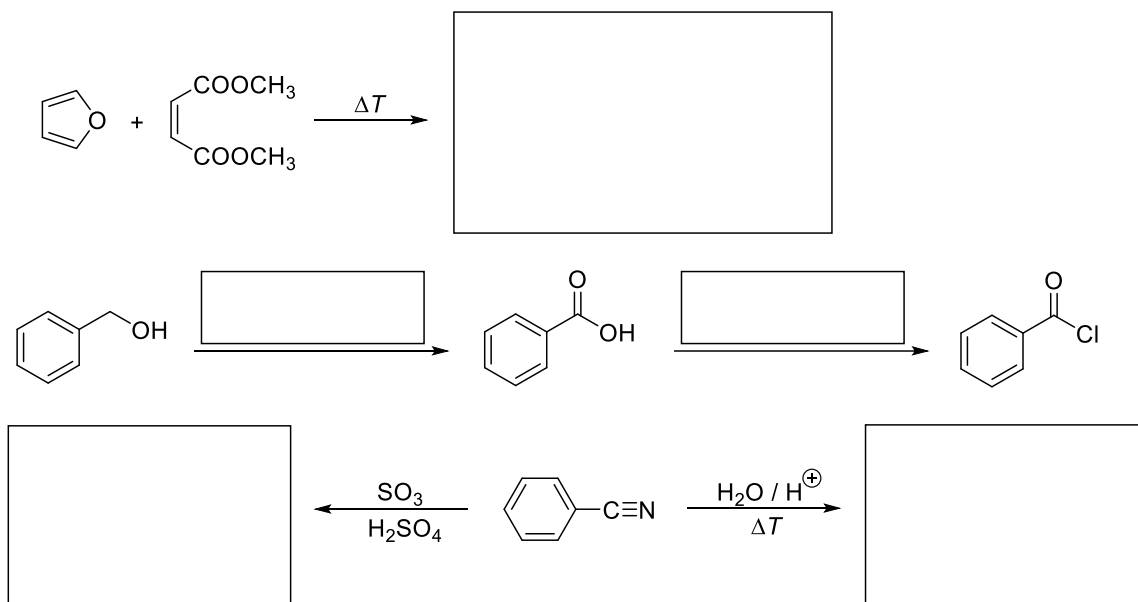
- a) vykazuje nízkospinové uspořádání
- b) má paramagnetické vlastnosti
- c) má v základním stavu nepárové d-elektrony
- d) je Lewisovou zásadou

Organická chemie (otevřené otázky)

1) V následující molekule označte atom(y), které budou přednostně napadány nukleofilem.



2) Do následujících reakčních schémat doplňte příslušné reaktanty, činidla nebo hlavní produkty reakcí včetně správné konfigurace.



3) Napište podrobný mechanismus a konečné produkty hydrolýzy ethyl-acetátu v bazickém prostředí.