

## Program Chemie se zaměřením na vzdělávání

Státní závěrečná zkouška sestává z obhajoby bakalářské práce a písemné zkoušky z předmětu Chemie, jehož náplň tvoří tematické okruhy Fyzikální chemie, Anorganická chemie, Organická chemie, Analytická chemie a Biochemie. Z každého tematického okruhu Fyzikální chemie, Anorganické chemie, Analytická chemie a Biochemie je v písemné zkoušce 6 uzavřených otázek s jednou správnou odpovědí a 2 otevřené otázky. V tematickém okruhu Organická chemie jsou 3 otevřené otázky a 1 uzavřená otázka s možností více správných odpovědí. 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 oblasti zkoušky jsou uvedeny níže. Při písemné zkoušce je povolena kalkulačka, časový limit písemné zkoušky je 110 min. Pro úspěšné složení SZZ je v písemné zkoušce nutné získat alespoň 50 % z maximálního možného počtu bodů.

### 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 Lavoisierova a 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 rovnováhy na změny tlaku a teploty. Rozepsání oxidačně-redukční reakce na poloreakce. Výpočet napětí článku a vztah rovnovážného napětí článku k reakční Gibbsově energii. 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-Halova 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, fosfazený. 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 aniony. 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.

Separační metody. Kapalinová extrakce. Analytické využití 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.

## Biochemie

Aminokyseliny – chemické a fyzikální vlastnosti aminokyselin. Kódované a nekódované aminokyseliny, aminokyseliny esenciální. Peptidy – peptidická vazba. Bílkoviny – struktura. Chemické a fyzikální vlastnosti bílkovin. Rozdělení bílkovin podle struktury a funkce.

Jednoduché a složené lipidy – význam, fyzikálně chemické vlastnosti.

Monosacharidy – rozdělení, stereoizomerie, typy vzorců obecné reakce. Oligosacharidy a polysacharidy – rozdělení podle funkce a struktury.

Nukleové kyseliny – složení DNA a RNA – báze, nukleosidy a nukleotidy, struktura a funkce.

Vlastnosti enzymů – nomenklatura a názvosloví, vyjadřování enzymové aktivity, aktivní centrum, specifita a mechanismus účinku. Enzymová kinetika – vliv vnitřních a vnějších faktorů na enzymovou reakci.

Respirační řetězec a oxidační fosforylace – uspořádání, energetický výtěžek. Vznik ATP – chemiosmotická teorie.

Cyklus trikarboxylových kyselin – chemismus a energetická bilance, vztah k ostatním metabolickým procesům.

Metabolismus aminokyselin – trávení bílkovin. Hlavní přeměny aminokyselin – transaminace, deaminace, dekarboxylace. Detoxikace amoniaku – tvorba k. močové, amidů a močoviny – močovinový cyklus.

Metabolismus sacharidů – aerobní glykolýza a dekarboxylace pyruvátu, chemismus a energetický zisk. Anaerobní glykolýza – mléčné a alkoholové kvašení, chemismus a energetický zisk. Pentóza fosfátová dráha. Glukoneogeneze.

Fotosyntéza – fotosyntetické pigmenty. Světelná a temná fáze.

Metabolismus lipidů – odbourávání jednoduchých a složených lipidů – lipázy a fosfolipázy. Odbourávání a biosyntéza mastných kyselin.

Struktura a význam biomembrán – kompartmentace – membránový transport.

Regulace metabolismu – regulace základních metabolických drah – hormony a mechanismus jejich působení.

## 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.
- Toužín 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.
- Kodíček M., Valentová O., Hynek R. *Biochemie: chemický pohled na biologický svět*, 3. přepr. vyd., VŠCHT Praha, 2022.
- Dostál J., Paulová H., Slanina J., Táborská E. *Biochemie pro posluchače bakalářských oborů*, 1. vyd., MU Brno, 2017.

## Příklady testových otázek:

Fyzikální chemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí, otevřené otázky)

- 1) Pro entalpii  $H$  a její změnu  $\Delta H$  platí
  - a)  $H = U + pV$ ,  $\Delta H$  je rovna teplu přijatému nebo odevzdanému za  $p = \text{konst.}$
  - b)  $H = U - TS$ ,  $\Delta H$  je rovna teplu přijatému nebo odevzdanému za  $p = \text{konst.}$
  - c)  $H = U + pV$ ,  $\Delta H$  je rovna teplu přijatému nebo odevzdanému za  $V = \text{konst.}$
  - d)  $H = U - TS$ ,  $\Delta H$  je rovna teplu přijatému nebo odevzdanému za  $V = \text{konst.}$
  
- 2) U exotermické reakce
$$2 \text{NO (g)} \leftrightarrow \text{N}_2 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)},$$
která dospěla do rovnovážného stavu, lze rovnovážnou konstantu změnit
  - a) ochlazením reakční směsi
  - b) snížením objemu reakční nádoby za konstantní teploty
  - c) zvýšením objemu reakční nádoby za konstantní teploty
  - d) přidávkem dusíku
  
- 3) Pro teplotu  $T = 0 \text{ K}$  platí, že:
  - a) Gibbsova energie je rovna nule
  - b) změna entropie  $S$  související s jakoukoliv fyzikální nebo chemickou přeměnou se rovná nule
  - c) je rovna  $273,15 \text{ }^\circ\text{C}$
  - d) lze ji dosáhnout jadernou demagnetizací
  
- 4) Uveďte vztah pro Arrheniovu rovnici v exponenciálním i logaritmickém (lineárním) tvaru. Všechny použité symboly vysvětlete.

Analytická chemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí, otevřené otázky)

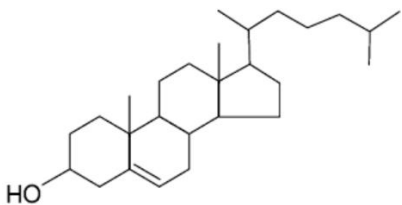
- 1) Nesslerovo činidlo se používá k důkazu iontů
  - a)  $\text{MnO}_4^-$
  - b)  $\text{CrO}_4^{2-}$
  - c)  $\text{PO}_4^{3-}$
  - d)  $\text{NH}_4^+$
  
- 2) Absorbance roztoku absorbující látky je 0,5. Transmittance (ve stejné kyvetě při stejné vlnové délce) roztoku této látky o dvojnásobné látkové koncentraci je:
  - a) 20 %
  - b) 10 %
  - c) 1 %
  - d) 50 %
  
- 3) 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>
  
- 4) Uveďte Lambert-Beerův zákon v logaritmickém tvaru. Nepište vztah mezi A a T, ani vztah mezi A a koncentrací látky. Všechny symboly vysvětlete.

Anorganická chemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí, otevřené otázky)

- 1) Označte nepravdivé tvrzení.
  - a) Kyselina sírová má oxidační účinky.
  - b) Kyselina sírová má dehydratační účinky.
  - c) Kyselina sírová podléhá autoionizaci.
  - d) Kyselina sírová je slabým elektrolytem.
  
- 2) Vodík
  - a) má dva přirozeně se vyskytující radionuklidy
  - b) lze připravit reakcí mědi s kyselinou chlorovodíkovou
  - c) lze připravit reakcí mědi s kyselinou dusičnou
  - d) lze připravit reakcí železa s kyselinou chlorovodíkovou
  
- 3) O alotropických modifikacích fosforu platí:
  - a) Bílý fosfor má vyšší elektrickou vodivost než černý fosfor.
  - b) Černý fosfor je termodynamicky stabilnější než červený fosfor.
  - c) Červený fosfor vykazuje vyšší stupeň polymerace než černý fosfor.
  - d) V molekulách bílého fosforu vykazují atomy hybridizaci  $sp^2$ .
  
- 5) Chemickými rovnicemi vystihněte jednotlivé kroky Solvayova procesu.

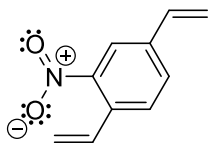
Biochemie (uzavřené otázky s jednou správnou odpovědí, otevřené otázky)

- 1) Která z následujících reakcí není součástí Krebsova cyklu?
  - a) dehydrogenace sukcinátu na fumarát
  - b) hydratace fumarátu za vzniku malátu
  - c) přeměna citrátu na isocitrát
  - d) syntéza oxalacetátu z pyruvátu
  
- 2) Které hormony jsou z chemického hlediska peptidy?
  - a) insulin
  - b) serotonin
  - c) testosteron
  - d) pregnenolon
  
- 3) Michaelisova konstanta udává:
  - a) koncentraci enzymu, při níž probíhá enzymová reakce maximální rychlostí
  - b) koncentraci substrátu, při níž probíhá enzymová reakce polovinou maximální rychlosti
  - c) koncentraci enzymu, při níž probíhá enzymová reakce polovinou maximální rychlosti
  - d) koncentraci substrátu, při níž probíhá enzymová reakce maximální rychlostí
  
- 4) Pojmenujte uvedenou sloučeninu a popište stručně její biochemický význam:

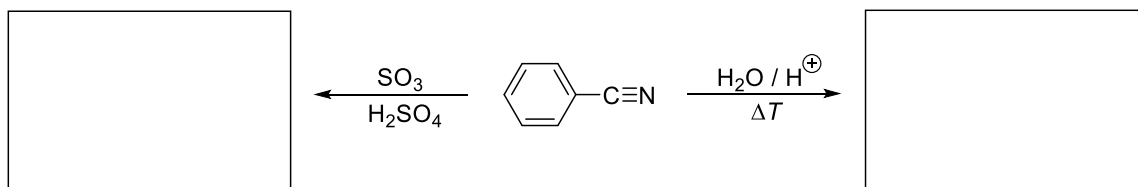
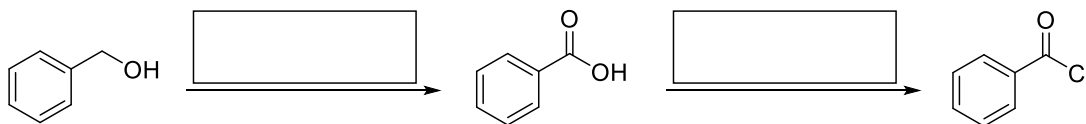
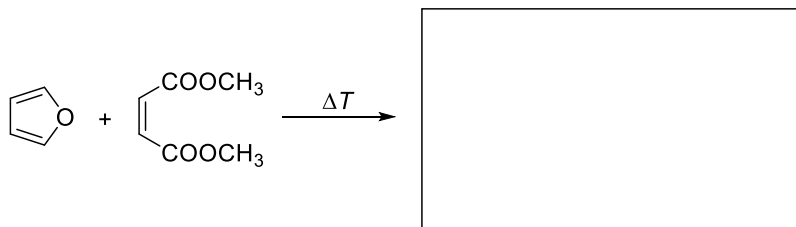


Organická chemie (otevřené otázky, uzavřené otázky s jednou nebo více správnými odpověďmi)

- 1) V následující molekule označte pozice, do kterých může díky nerovnoměrnému rozložení elektronové hustoty v konjugovaném p-systému přijít nukleofil.



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



- 3) Vyberte **správná** tvrzení

- a) Ve vzorku methylcyklohexanu převažují židličkové konformace molekul s methylem v axiální orientaci.
- b) Methoxy skupina (-OCH<sub>3</sub>) může mít I- a M+ efekty.
- c) Enantiomery lze oddělit pomocí destilace.