

Otázky na skúšku – Anorganická chémia I

Všeobecná chémia

- 1. Hmota a jej vlastnosti. Predmet a objekty štúdia anorganickej chémie. Jednotky veličín a ich prepočty.**
 - a. Uveďte základné fyzikálne veličiny ako aj ich jednotky.
 - b. Ako je definovaná špecifická a mólová veličina?
 - c. Definujte extenzitnú a intenzitnú veličinu. Uveďte po dva príklady.
- 2. Častice hmoty, elementárne častice, stavba atómu, izotopy, relatívna atómová hmotnosť, molekuly, ióny.**
 - a. Pre najbežnejšie elementárne častice atómu uveďte: názov a symbol, umiestnenie v atóme, elektrický náboj a hmotnosť v porovnaní s ostatnými.
 - b. Definujte atómové a hmotnostné číslo.
 - c. Definujte atóm, nuklid, izotopy a ióny. Vymenujte a charakterizujte tri izotopy vodíka.
 - d. Definujte atómovú hmotnostnú jednotku u a relatívnu atómovú hmotnosť prvku.
 - e. Charakterizujte molekulu.
- 3. Klasifikácia chemických sústav. Prvky a periodická tabuľka prvkov.**
 - a. Definujte chemickú sústavu, čistú látku, chemický prvok, jednoduchú látku a zlúčeninu.
 - b. Definujte fázu, homogénnu a heterogénnu zmes. Uveďte spôsoby delenia homogénnych a heterogénnych zmesí.
 - c. Charakterizujte periodickú tabuľku prvkov. Uveďte prvky, ktoré ležia na uhlopriečke oddeľujúcej kovy od nekovov. Aké sú to prvky?
- 4. Zlúčeniny. Chemické vzorce (stechiometrický, molekulový, funkčný, štruktúrny, elektrónový štruktúrny) a oxidačné čísla. Charakter chemickej väzby. Molekulové a iónové zlúčeniny.**
 - a. Uveďte zákony stálych a násobných zlučovacích pomerov.
 - b. Definujte stehiometrický, molekulový a funkčný vzorec.
 - c. Definujte štruktúrny, konfiguračný štruktúrny a elektrónový štruktúrny vzorec.
 - d. Definujte oxidačné číslo jednojadrovej alebo viacjadrovej častice. Uveďte aspoň tri formálne pravidla využívané pri určovaní oxidačných čísel.
 - e. Uveďte rozdelenie chemickej väzby do troch základných typov. Charakterizujte jednotlivé typy väzieb. Porovnajte vlastnosti molekulových a iónových zlúčenín.
- 5. Skupenské stavy látok. Fyzikálne a chemické vlastnosti a deje.**
 - a. Uveďte a charakterizujte skupenské stavy látok.
 - b. Uveďte po tri príklady časticových a látkových vlastností.
 - c. Charakterizujte fyzikálne a chemické deje.
- 6. Vyjadrenie množstva látky. Látkové množstvo, Avogadrova konštanta. Molová hmotnosť, Molový objem. Roztok, vyjadrenie zloženia roztokov.**
 - a. Charakterizujte jednotlivé extenzitné spôsoby vyjadrovania množstva látky – hmotnosť jednej častice, hmotnosť látky, počet častíc, objem a látkové množstvo – uvedením ich symbolov a jednotiek.
 - b. Uveďte vzťahy na ich vzájomný prepočet. Uveďte vzťahy pre vyjadrenie intenzitných veličín – mólová hmotnosť, mólový objem a hustota – pomocou látkového množstva.
 - c. Uveďte aspoň tri spôsoby vyjadrenia zloženia roztokov.
- 7. Chemické reakcie. Zápis chemických rovníc. Klasifikácia chemických reakcií. Rozsah chemickej reakcie.**
 - a. Definujte chemickú reakciu a uveďte pre ňu zákon zachovania hmotnosti a náboja.
 - b. Definujte chemickú rovnicu a uveďte spôsoby jej zápisu.
 - c. Klasifikujte chemické reakcie na základe: a) zmien v stehiometrickom zložení látok, b) častíc, ktoré sa zúčastňujú reakcie, c) zmien ku ktorým dochádza vo východiskovej látke (reaktante).
 - d. Definujte rozsah chemickej pre všeobecnú reakciu $a A + b B + \dots = p P + r R + \dots$
- 8. Elektrónová štruktúra atómu. Schrödingerova rovnica, vlnová funkcia, orbitál. Elektrónový obal atómu vodíka, atómová emisia, atómové orbitály. Kvantovanie mikroskopických veličín -kvantovanie energie, momentu hybnosti a jeho projekcie.**
 - a. Súčasný model atómu. Nedostatky Rutherfordovho planetárneho modelu.
 - b. Charakterizujte emisné spektrum vodíka a zdôvodnite tento jeho charakter.
 - c. Vzťah medzi vlnovou dĺžkou a frekvenciou, vlnovou dĺžkou a energiou a energiou a frekvenciou v opise zákonitostí mikrosвета pomocou kvantovej mechaniky.

- d. Vysvetlite pojem duálny charakter elektrónu.
- e. Vysvetlite jednotlivé členy Schrödingerovej rovnice $H\psi = E\psi$
- f. Definujte atómový orbitál.

9. Kvantové čísla, charakteristiky atómových orbitálov s , p a d . Viacelektrónové atómy. Výstavbový princíp. Pauliho princíp a Hundovo pravidlo.

- a. Symboly a význam kvantových čísiel. Ktorými kvantovými číslami je opísaný tvar a poloha atómového orbitálu v súradnicovom systéme.
- b. Hodnoty, ktoré môžu kvantové čísla nadobúdať a vzájomný vzťah medzi kvantovými číslami.
- c. Pravidlá pre zisťovanie elektrónovej konfigurácie viacelektrónových jednojadrových častíc.

10. Elektrónové konfigurácie jednojadrových častíc: atómov, katiónov a aniónov.

- a. Výstavbový princíp – nepravidelnosti v poradí podľa stúpajúcej hodnoty hlavného kvantového čísla.
- b. Elektrónová konfigurácia aniónov a katiónov.
- c. Elektrónová konfigurácia V a V^{2+} , S a S^{2-} .

11. Periodický systém prvkov.

- a. Periodický zákon. Periodický zákon vs. periodická tabuľka.
- b. Periodické tabuľky. Dlhá forma periodickej tabuľky.
- c. Klasifikácia prvkov podľa elektrónovej konfigurácie ich atómov.
- d. Pomenujte päť skupín prvkov v periodickej tabuľke ich skupinovými názvami.
- e. Vysvetlite pojem *efektívny náboj jadra* a jeho vplyv na periodické trendy v mnohých vlastnostiach prvkov a ich zlúčenín.

12. Periodicita atómových a iónových polomerov, ionizačnej energie, elektrónovej afinity a látkových vlastností.

- a. Uveďte definície a ako sa mení v perióde a skupine atómový polomer, kovalentný polomer, kovový polomer a van der Waalsov polomer.
- b. Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine iónový polomer.
- c. Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine prvá ionizačná energia.
- d. Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine elektrónová afinita.
- e. Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine elektronegativita.
- f. Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine polarizovateľnosť.

13. Typy chemických väzieb. Definícia kovalentnej chemickej väzby. Poriadok, dĺžka a energia kovalentnej väzby.

- a. Uveďte tri základné typy chemických väzieb a definujte každú z nich.
- b. Definujte poriadok, dĺžku a energiu kovalentnej chemickej väzby a uveďte, v akých fyzikálnych jednotkách sa tieto veličiny bežne udávajú.

14. Polarita chemickej väzby, vzťah medzi Paulingovou elektronegativitou a charakterom chemickej väzby.

- a. Vysvetlite, čo je to polarita chemickej väzby a kedy sa dá odhadnúť z rozdielu Paulingovej elektronegativity medzi viazanými atómami.
- b. Vysvetlite, ako sa dá pomocou Paulingovej elektronegativity odhadnúť typ chemickej väzby medzi atómami.

15. Van der Waalove interakcie a ich podstata. Vodíková väzba a dôsledky jej prítomnosti.

- a. Uveďte tri typy van der Waalsovych síl, vysvetlite podstatu ich vzniku, typy častíc medzi ktorými sa môžu vyskytovať a usporiadajte ich podľa rastúceho dosahu.
- b. Definujte vodíkovú väzbu, uveďte príklad dvoch látok, pri ktorých sa uplatňuje a pre obe uveďte, ako sa jej prítomnosť prejaví na ich fyzikálnych alebo chemických vlastnostiach.

16. Metóda molekulových orbitálov. Podmienky vzniku molekulových orbitálov a ich typy. Formálny poriadok väzby.

- a. Definujte molekulové orbitály a uveďte ako sa konštruujú z atómových orbitálov.
- b. Uveďte tri nutné podmienky vzniku molekulového orbitálu.
- c. Uveďte rozdiely medzi väzbovými a protiväzbovými molekulovými orbitálmi a nakreslite a pomenujte tri bežné molekulové orbitály v dvojjadrovej homonukleárnej častici.
- d. Uveďte vzťah pre výpočet formálneho poriadku väzby a význam tejto veličiny.

- 17. MO diagram v časticiach H_2^+ , H_2 a H_2^- . Objasnenie neexistencie He_2 .**
- Nakreslite MO diagram častíc H_2^+ , H_2 a H_2^- a vypočítajte ich formálny poriadok väzby. Existuje v týchto časticiach kovalentná chemická väzba?
 - Nakreslite MO diagram molekuly He_2 a na jeho základe zdôvodnite, prečo sa neočakáva jej existencia.
- 18. MO diagram v časticiach N_2 , C_2^{2-} a HF . Objasnenie pevnosti väzby.**
- Nakreslite MO diagramy uvedených častíc a na ich základe zostavte poradie vzrastajúcej pevnosti ich chemických väzieb.
 - Aká je násobnosť chemickej väzby v jednotlivých časticiach?
- 19. MO diagram v časticiach O_2 , O_2^- a O_2^{2-} . Objasnenie magnetických vlastností.**
- Nakreslite MO diagramy uvedených častíc.
 - Na základe zostavených MO diagramov určte pre každú časticu, či sa správa ako paramagnet alebo diamagnet.
- 20. Lewisov väzbový model, Lewisov symbol. Oktetové pravidlo.**
- Uveďte Lewisov model chemickej väzby. Definujte oktetové pravidlo a uveďte tri príklady.
 - Vysvetlite, čo vyjadruje Lewisov symbol pre atóm prvku. Ako príklad uveďte Lewisov symbol pre atóm dusíka a nitridový anión. Uveďte Lewisov zápis pre molekulu amoniaku a didusíka.
 - V rámci Lewisovho väzbového modelu objasnite existenciu kovalentných molekúl H_2S a Br_2 .
 - V rámci Lewisovho väzbového modelu objasnite existenciu iónových zlúčenín CaO a Li_3N .
- 21. Elektrónový štruktúrny vzorec. Pravidlá pre písanie elektrónových štruktúrnych vzorcov.**
- Vysvetlite, čo je elektrónový štruktúrny vzorec, aké sú formy jeho zápisu. Svoje tvrdenia podporte tromi príkladmi.
 - Popíšte pravidlá pre tvorbu elektrónových štruktúrnych vzorcov. Na základe uvedených pravidiel napíšte elektrónový vzorec pre trojatómové častice: H_2F^+ , HCN , NH_2^- a CS_2 .
- 22. Elektrónový štruktúrny vzorec a výnimky z oktetového pravidla.**
- Vysvetlite pojmy dvanásťelektrónové a osemnásťelektrónové pravidlo a uveďte príklady častíc, v ktorých stredové atómy spĺňajú tieto pravidlá.
 - Uveďte elektrónový štruktúrny vzorec pre častice ICl_4^- a KrF_2 . Na ich príklade vysvetlite, čo sú to molekuly a ióny s rozšírenou valenčnou vrstvou.
 - Uveďte elektrónový štruktúrny vzorec pre molekuly BeF_2 a SF_2 . Ktorá z molekúl je príkladom elektrónovo deficitnej molekuly. Zdôvodnite?
 - Uveďte elektrónový štruktúrny vzorec pre častice O_2 , O_2^- a O_2^{2-} . V prípade ktorej resp. ktorých častice/častíc elektrónový štruktúrny vzorec zlyháva v porovnaní s MO teóriou? Zdôvodnite svoje tvrdenie.
- 23. Rezonančný elektrónový štruktúrny vzorec, delokalizovaná π väzba, rezonančný hybrid, priemerný väzbový poriadok väzby.**
- Vysvetlite pojmy: rezonančný elektrónový štruktúrny vzorec, delokalizovaná π väzba v elektrónovom štruktúrnom vzorci, kanonický štruktúrny vzorec a rezonančný hybrid na príklade dusitanového aniónu.
 - Nakreslite rezonančný elektrónový štruktúrny vzorec uhličitanového aniónu a vypočítajte priemerný väzbový poriadok väzby C–O. Vysvetlite, ako sa prejaví zavedenie rezonančných vzorcov pri opise väzbových pomerov v uhličitanovom ióne.
- 24. Formálny náboj, dominantný elektrónový štruktúrny vzorec, voľba skeletu častíc.**
- Definujte formálny náboj a vysvetlite jeho prínos pri elektrónových štruktúrnych vzorcoch molekúl SO_2 a HClO .
 - Uveďte rezonančný elektrónový štruktúrny vzorec pre molekulu oxidu siričitého a na základe formálnych nábojov určte dominantný elektrónový štruktúrny vzorec molekuly.
 - Na základe formálnych nábojov ukážte, aké je správne usporiadanie atómov v molekule kyseliny chlórnej: HOCl alebo HClO ?
- 25. Porovnanie konceptov oxidačného čísla, parciálneho a formálneho náboja.**
- Vysvetlite pojmy: Oxidačné číslo, formálny náboj a parciálny náboj.
 - Pomocou elektrónového štruktúrneho vzorca molekuly oxidu uhoľnatého určte oxidačné čísla atómov uhlíka a kyslíka ako aj ich formálne náboje v molekule CO . Porovnajte oba údaje s hodnotou parciálnych nábojov $\delta(\text{C}) = +0,51$ a $\delta(\text{O}) = -0,51$. Diskutujte rozdiely v hodnotách.
 - Určte oxidačné čísla atómov z elektrónového štruktúrneho vzorca kyseliny tiosírovej.

26. Teória odpudzovania elektrónových párov (VSEPR). Elektrónová doména, sterické číslo. Využitie VSEPR pre určenie tvaru častíc AX_n a pre odhad väzbových uhlov v takýchto časticiach.

- Objasnite základné pojmy používané v rámci VSEPR ako je tvar častice, elektrónová doména, geometria elektrónových domén a sterické číslo. Pomocou nich vysvetlite princípy určovania tvaru častíc pomocou metódy VSEPR ako aj odhad väzbových uhlov v časticiach.
- Z využitím VSEPR uveďte počet a geometriu elektrónových domén okolo stredového atómu ako aj tvar nasledujúcich častíc: NO₂⁺, SO₄²⁻, PF₅, XeF₄, NO₃⁻ a TeO₆⁶⁻.
- Pomocou VSEPR odhadnite hodnoty väzbových uhlov v štvoratómových molekulách PH₃, BF₃ a IF₃

27. Rozdelenie tvarov častíc. Tvary zložitejších častíc.

- Uveďte tri hlavné skupiny tvarov častíc. Aké jednotlivé molekulové tvary patria do týchto skupín.
- Diskutujte, aké poznáme tvary častíc s viacerými stredovými atómami.
- Uveďte tvary nasledujúcich častíc s viacerými stredovými atómami: S₂O₃²⁻, P₂O₇⁴⁻, N₂H₄, H₂O₂, C₂H₂, S₄O₆²⁻

28. Polarita molekúl. Vzťah dipólového momentu a štruktúry molekúl.

- Diskutujte rozdiely medzi polaritou väzby a polaritou molekúl. Ako sa odhaduje polarita dvojatómových a ako polarita viacatómových molekúl.
- Rozdeľte častice na polárne a nepolárne: O₂, O₃, SO₂, SO₃, PF₅ a IF₅. Svoje tvrdenie zdôvodnite?
- Ktorá z dvojice molekúl – NH₃ alebo NF₃ – má väčší výsledný molekulový dipólový moment? Svoje tvrdenie zdôvodnite?
- Ktorá z dvojice molekúl – H₂O alebo H₂S – má väčší výsledný molekulový dipólový moment? Svoje tvrdenie zdôvodnite?

29. Základy kryštalografie. Kryštál, kryštalová štruktúra, kryštalová mriežka, uzlový bod, základná bunka, mriežkové parametre, centrácia základnej bunky, kryštalografické sústavy.

- Definujte kryštál (kryštalickú látku) na základe rozmiestnenia základných stavebných častíc. Vysvetlite rozdiel medzi kryštalickou a amorfnou látkou – uveďte príklady. Čo rozumieme pod pojmom základné stavebné častice?
- Definujte pojem základná bunka vo vzťahu ku kryštalovej štruktúre. Vysvetlite pojem mriežkové parametre a ako súvisia so základnou bunkou.
- Uveďte rozdiel medzi kryštalovou štruktúrou a kryštalovou (priestorovou) mriežkou. Ukážte porovnaním významu pojmu základnej bunky pre kryštalovú štruktúru a kryštalovú (priestorovú) mriežku.
- Čo reprezentuje uzlový bod v kryštalovej (priestorovej) mriežke. Aký je maximálny počet uzlových bodov v základnej bunke. Vymenujte možné centrácie základnej bunky s popisom umiestnenia uzlových bodov.
- Na základe vzájomných vzťahov medzi mriežkovými parametrami zadeľujeme všetky priestorové mriežky do siedmich kryštalografických sústav. Vymenujte aspoň tri z nich spolu s príslušnými vzťahmi medzi mriežkovými parametrami.

30. Tvorba iónov, iónové polomery a ich systematické trendy (3 Fajansove pravidlá). Polarizovateľnosť, polarizačný účinok.

- Definujte iónový polomer. Ako môžeme získať iónové polomery atómov?
- Ako sa mení iónový polomer (systematické trendy), uveďte príklad:
- pre ióny s rovnakým počtom elektrónov,
- pre katióny toho istého prvku s rôznym nábojom
- pri katiónoch *d*-prvkov a *f*-prvkov s rovnakým nábojom
- Definujte polarizačný účinok katiónu. Uveďte po dva katióny s najväčším a najmenším polarizačným účinkom. Svoj výber zdôvodnite.
- Kedy môžeme hovoriť o polarizačnom účinku aniónu, uveďte príklad.
- Definujte polarizovateľnosť aniónu. Polarizovateľnosť aniónu závisí od jeho náboja a objemu. Na príkladoch vysvetlite ako sa polarizovateľnosť aniónu v závislosti od jeho náboja a objemu mení.
- Polarizovateľnosti podliehajú tiež katióny. Ako súvisí polarizovateľnosť iónov v ich iónových zlúčeninách so stabilitou iónových zlúčení?

31. Iónová väzba. Madelungova konštanta a Madelungova energia. Mriežková energia, repulzný potenciál.

- Definujte iónovú väzbu. Vymenujte jej charakteristické znaky. Čím je charakteristická kryštalická iónová zlúčenina? Čo vyjadruje kryštalografické koordinačné číslo? Napíšte Niggliho koordinačný vzorec pre CaF₂.
- Vysvetlite pojem mriežková energia a čoho je vyjadrením.
- Slovne vyjadrite z akých energetických príspevkov pozostáva celková potenciálna energia iónov v kryštalovej štruktúre. Aký význam v nich má Madelungova konštanta?

32. Kryštalová štruktúra látok v tuhom skupenstve, štruktúra alotropov uhlíka: diamantu, grafitu (náčrt) a fullerénu, uviesť odlišnosti a ich prejav na fyzikáлноchemických vlastnostiach.

- Vymenujte a stručne charakterizujte skupiny kryštalických látok klasifikovaných na základe typu základných stavebných častíc a interakcií medzi nimi.
- Zaradíte jednotlivé alotropy uhlíka do príslušného štruktúrneho typu, pre diamant a grafit načrtnite ich kryštalové štruktúry a vysvetlite vplyv štruktúry na ich fyzikáлноchemické vlastnosti

33. Kryštalové štruktúry NaCl a CsCl, vplyv veľkosti iónových polomerov katiónu a aniónu (r_k / r_a) na typ iónovej štruktúry.

- Uvedte na základe čoho klasifikujeme jednoduché iónové zlúčeniny s rovnakou priestorovou mriežkou do štruktúrnych typov.
- NaCl a CsCl sú predstaviteľmi dvoch rôznych štruktúrnych typov AB. Napíšte v čom sa tieto dva štruktúrne typy odlišujú, resp. ich charakteristiky (základná bunka, centrácia, r_k / r_a , kryštalografické koordinačné číslo).

34. Hydratované soli, kryštalohydráty, izoštruktúrne iónové zlúčeniny, termická stabilita iónových zlúčenín, rozpustnosť iónových zlúčenín.

- Definujte kryštalohydráty. Na príklade NaCl a $Mg(NO_3)_2$ vysvetlite príčinu ich vzniku.
- Definujte izoštruktúrne iónové zlúčeniny. Aké sú nevyhnutné podmienky ich vzniku?
- Vymenujte faktory ovplyvňujúce termickú stabilitu iónových zlúčenín. Demonštrujte na $MgCO_3$ a $BaCO_3$.
- Ako súvisí rozpustnosť iónových zlúčenín s iónovým polomerom katiónu a aniónu. Vyvodte pravidlo, pomocou ktorého môžeme jednoducho odhadnúť rozpustnosť iónovej zlúčeniny.

35. Kovy, umiestnenie a ich klasifikácia v periodickej tabuľke, typické rozdiely medzi kovmi a nekovmi.

- Klasifikácia kovových prvkov v periodickom systéme.
- Typické rozdiely v atómových, fyzikálnych a chemických vlastnostiach kovov a nekovov.
- Chemické a fyzikálne vlastnosti kovov (ionizačná energia, elektronegativita, bežný skupenský stav, štruktúra).

36. Kovová väzba.

- Definujte kovovú väzbu a vymenujte jej charakteristické znaky.
- Ktoré typické vlastnosti kovov (ktoré ich odlišujú od nekovov) sú podmienené kovovou väzbou?
- Opíšte stav elektrónov v kove. Môže elektrón samovoľne opustiť kov?

37. Teórie kovovej väzby, pevnosť kovovej väzby.

- Aké dve teórie používame na vysvetľovanie kovovej väzby? Stručne ich charakterizujte a uvedte ich výhody a nevýhody.
- Vysvetlite pojem „pevnosť kovovej väzby“ a čo je jej kvantitatívnu mierou. Na ktorých fyzikálnych vlastnostiach kovov sa prejavuje najmarkantnejšie?

38. Polovodiče.

- S pomocou pásovej teórie tuhých látok vysvetlite existenciu polovodičov.
- Na príklade kremíka dopovaného atómami fosforu alebo gália rozdeľte polovodiče na typ p a n.
- Čím sa vyznačujú vlastné polovodiče (napr. CdS)?
- Charakterizujte izolátor.

39. Kryštalová štruktúra kovov, zliatiny.

- Aké je najčastejšie usporiadanie atómov kovu v ich kryštalovej štruktúre?
- Aké štruktúrne typy kovov reprezentujú skratky hcp, ccp, fcc, bcc?
- Čo sú zliatiny, aký majú praktický význam?
- Stručne charakterizujte substitučné, intersticiálne a heterogénne zliatiny a intermetalické zlúčeniny (ako sa líšia od zliatin).

40. Termodynamická sústava

- Čo je to termodynamická sústava? Druhy termodynamických sústav.
- Stavové a procesové veličiny. Štandardný stav.

41. Prvý zákon termodynamiky

- Vnútorná energia sústavy, vonkajšia energia sústavy, Teplo a práca, objemová práca.
- Prvý zákon termodynamiky, (zákon zachovania energie).

42. Entalpia

- Definičný vzťah pre entalpiu. Čo vyjadruje entalpia?
- Štandardná reakčná entalpia. Štandardná tvorná entalpia. Vzťah medzi nimi.
- Prvý a druhý zákon termochémie.

43. Samovolnosť chemických dejov

- Definičný vzťah pre entropiu. Čo vyjadruje entropia? Závislosť entropie od teploty.
- Gibbsova energia. Samovolnosť dejov. Entalpický a entropický riadený dej.
- Reakčný kvocient, vzťah medzi $\Delta_r G$ a Q .

44. Chemická rovnováha

- Rovnováha chemického deja. Rovnovážna konštanta (K_a , K_c , K_p). Vzťah medzi $\Delta_r G^\ominus$ a K .
- Vplyv teploty, tlaku a koncentrácie látok na rovnováhu chemickej reakcie. Van't Hoffova rovnica.
- Le Châtelierov-Braunov princíp pohyblivej rovnováhy.

45. Termodynamika roztokov

- Čiastkové deje pri rozpúšťaní látok. Mriežková entalpia, hydratačná entalpia. Štandardná rozpúšťacia entalpia. Rozpustnosť látok a jej závislosť od teploty.

46. Chemická kinetika

- Rýchlosť chemickej reakcie, rýchlosť úbytku koncentrácie, rýchlostná rovnica, rýchlostná konštanta, poriadok reakcie.
- Arrheniova rovnica, aktivačná energia.
- Čo je to katalyzátor? Čo je to inhibítor? Energetický profil nekatalyzovanej a katalyzovanej chemickej reakcie (nákres), aktivovaný komplex, aktivačná energia, Arrheniova rovnica.

47. Medzimolekulové interakcie a vznik roztokov. Rozpúšťanie molekulových a iónových zlúčenín.

- Objasnite pojem rozpustnosť. Nasýtený roztok, krivka rozpustnosti, vyjadrenie rozpustnosti látok.
- Rozpúšťanie polárnych a nepolárnych molekulových zlúčenín. Vysvetlite vzájomnú miešateľnosť chloridu uhličitého CCl_4 , oktánu C_8H_{18} a vodného roztoku síranu meďnatého CuSO_4 .
- Charakterizujte proces rozpúšťania látok z pohľadu termodynamiky. Aké deje charakterizuje mriežková entalpia, hydratačná entalpia a rozpúšťacia entalpia? Vysvetlite, prečo vznik roztoku môže byť exotermickým alebo endotermickým dejom.
- Vysvetlite prečo je rozpúšťanie LiClO_4 exotermický dej a naopak rozpúšťanie $\text{LiClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ endotermický dej.

48. Rozpustnosť látok, nasýtený roztok.

- Uveďte dva spôsoby vyjadrovania rozpustnosti dobre rozpustných látok.
- Vysvetlite pojmy nasýtený roztok a krivka rozpustnosti.
- Uveďte, ako možno vyjadriť rozpustnosť málo rozpustných látok.

49. Kryštalizácia látok z roztokov.

- Objasnite pojem kryštalizácia.
- Vysvetlite princíp kryštalizácie zmenou teploty nasýteného roztoku izotermickej kryštalizácie a kryštalizácie zmenou vlastností rozpúšťadla.

50. Arrheniova teória kyselín a zásad. Sýtnosť kyselín a zásad. Neutralizácia.

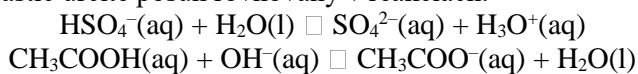
- Definujte Arrheniovu kyselinu a zásadu ako aj ich sýtnosť.
- Definujte neutralizáciu podľa Arrheniovej teórie.
- Napíšte stavový a časticový zápis reakcie kyseliny HA a zásady MOH.
-

51. Brønstedtova teória kyselín a zásad. Konjugované páry. Amfiprotné látky. Príklady.

- Definujte Brønstedovu kyselinu a zásadu.
- Uveďte po tri príklady molekulovej kyseliny a zásady ako aj iónovej kyseliny a zásady.
- Charakterizujte protolytickú reakciu. Uveďte po dva príklady.
- Definujte amfiprotné a amfotérne častice. Uveďte po dva príklady.

52. Ionizácia Brønstedtových kyselín a zásad. Silné a slabé kyseliny a zásady. Relatívna sila konjugovaných párov kyselín a zásad.

- Definujte ionizáciu Brønstedovej kyseliny a zásady.
- Uveďte po dva príklady silnej a slabej Brønstedovej kyseliny a zásady.
- Definujte konjugovaný pár tvorený Brønstedovou kyselinou a zásadou. Uveďte príklad.
- Charakterizujte relatívnu silu konjugovaných párov kyselín a zásad. Uveďte príklady silnej kyseliny, slabej kyseliny a veľmi slabej kyseliny ako aj ich konjugovanej veľmi slabej zásady, slabej zásady a silnej zásady.
- Na základe kyslosti a zásaditosti častíc určite posun rovnováhy v reakciách:



- Vysvetlite nivelizačný účinok vody na roztoky silných kyselín a silných zásad vo vode.

53. 4. Autoprotolýza protických rozpúšťadiel. Vodíkový exponent pH.

- Autoprotolýza (vlastná ionizácia) rozpúšťadla SH. Uveďte vzťah pre autoprotolytickú konštantu rozpúšťadla SH.
- Autoprotolýza vody. Uveďte vzťah pre iónový súčin vody. Uveďte vzťah pre vodíkový exponent pH.
- Aká častica je najsilnejšou kyselinou, resp. zásadou a) v kvapalnej vode, b) v kvapalnom amoniaku?

54. 5. Ionizačné konštanty kyselín a zásad. Silné a slabé kyseliny a zásady.

- Vyjadrite vzťah pre ionizačnú konštantu (konštantu kyslosti) kyseliny HA. Aké hodnoty konštant kyslosti nadobúdajú silné a slabé kyseliny.
- Uveďte vzťah pre pH silných kyselín.
- Uveďte vzťah pre ionizačnú konštantu slabých kyselín HA.
- Uveďte vzťah pre ionizačnú konštantu zásady B (relatívna konštant zásaditosti).
- Uveďte vzťah pre stupeň ionizácie. Pomocou stupňa ionizácie vyjadrite ionizačnú konštantu slabej jednosýtnej kyseliny Ostwaldovým vzťahom.

55. Ióny ako Brønstedove kyseliny a zásady. Hydrolyza solí. Hydratované kationy kovov ako Brønstedove kyseliny. Vytesňovanie kyselín a zásad zo solí (NH₃ z NH₄Cl, H₂S z Na₂S).

- Uveďte definíciu hydrolyzy solí.
- Uveďte dva príklady solí silných zásad a silných kyselín. Budú tieto solí hydrolyzovať? Aké bude pH roztokov?
- Uveďte dva príklady solí slabých zásad a silných kyselín. Budú tieto solí hydrolyzovať? Aké bude pH roztokov?
- Uveďte dva príklady solí slabých zásad a slabých kyselín. Budú tieto solí hydrolyzovať? Aké bude pH roztokov?
- Uveďte dva príklady reakcie vytesňovania slabej kyseliny z jej soli silnejšou kyselinou. Vysvetlite posun rovnováhy.
- Uveďte dva príklady reakcie vytesňovania slabej zásady z jej soli silnejšou zásadou. Vysvetlite posun rovnováhy.

56. Sila Brønstedových kyselín a zásad. Bezokyslíkaté kyseliny. Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny). Organické (karboxylové) kyseliny. Sila zásaditých amínov.

- Ako sa mení sila bezokyslíkatých binárnych kyselín 16. a 17. skupiny v skupine?
- Ako sa mení sila bezokyslíkatých binárnych kyselín 14. až 17. skupiny v perióde?
- Ako sa mení sila (kyslosť) oxokyselín H_nX_tO_{m+n} s počtom koncových atómov kyslíka m?
- Ako sa mení sila kyslosť viacsýtnych kyselín sa znižuje s rastúcim počtom odštiepených kationov vodíka.
- Posúďte kyslosť karboxylových kyselín.
- Posúďte zásaditosť organických amínov. Porovnajme zásaditosť a) amoniaku v porovnaní s metylamínom, b) piperidínu s pyridínom, c) cyklohexylamínu s anilínom.

57. Lewisova teória kyselín a zásad. Sila Lewisových kyselín a zásad. Reakcie Lewisových kyselín a zásad.

- Definujte Lewisovu kyselinu a zásadu. Sú všetky Brønstedove zásady súčasne aj Lewisovými zásadami? Vysvetlite a uveďte dva príklady. Sú všetky Lewisove zásady súčasne aj Brønstedovými zásadami? Vysvetlite a uveďte dva príklady. Sú všetky Brønstedove kyseliny súčasne aj Lewisovými kyselinami? Vysvetlite a uveďte dva príklady. Sú všetky Lewisove kyseliny súčasne aj Brønstedovými kyselinami? Vysvetlite a uveďte dva príklady.
- Charakterizujte reakciu medzi Lewisovou kyselinou (A) a Lewisovou zásadou (B). Uveďte príklad reakcie medzi:
 - časticou s neúplnou valenčnou vrstvou obsahujúcou prvok 2. periódy a Lewisovou zásadou,
 - kationom kovu M²⁺ a Lewisovou zásadou,
 - časticou s energeticky dostupnými neobsadenými orbitálmi a Lewisovou zásadou,
 - časticou obsahujúcou násobné väzby a Lewisovou zásadou.
- Porovnajme Lewisovu kyslosť nasledujúcich dvojíc Lewisových kyselín BCl₃ a AlCl₃, BF₃ a BCl₃.
- Porovnajme Lewisovu zásaditosť nasledujúcich dvojíc Lewisových zásad NH₃ a H₂O, NH₃ a PH₃.

58. Komplexotvorné reakcie. Konštanty stability komplexov.

- Uveďte definíciu komplexu. Uveďte definíciu komplexotvorných reakcií.
- Charakterizujte primárnu koordinačnú sféru, centrálny atóm, koordinačnú (donorovo-akceptorovú) väzbu.
- Napíšte štyri postupné rovnováhy vzniku tetrachloridokademnatanových aniónov $[\text{CdCl}_4]^{2-}$ z tetraakvakademnatých kationov a chloridových aniónov vo vodnom roztoku. Napíšte príslušné stupňovité konštanty stability.

59. Klasifikácia vylučovacích reakcií. Príklady. Pravidla pre rozpustnosť zlúčenín.

- Charakterizujte vylučovaciu reakciu. Uveďte dva príklady. Posúďte posun rovnováhy uvedených reakcií.
- Aké anióny musia obsahovať zlúčeniny aby boli rozpustné? Aké kationy musia obsahovať zlúčeniny aby boli rozpustné? Ktoré chloridy, bromidy a jodidy sú málo rozpustné? Ktoré sírany sú málo rozpustné? Porovnajme rozpustnosť hydrogenfosforečnanov a dihydrogenfosforečnanov v porovnaní s príslušnými fosforečnanmi. Ktoré hydroxidy, sulfidy, chrómany a fosforečnany sú dobre rozpustné?

60. Rovnováhy pri rozpúšťaní málo rozpustných látok. Podmienky tvorby alebo rozpúšťania zrazeniny. Rozpustnosť a konštanta rozpustnosti. Vplyv spoločného iónu na rozpustnosť.

- Pre málo rozpustnú látku A_mB_n , ktorá je silný elektrolyt, rovnicou vyjadrite stav dynamickej rovnováhy. Rovnováhu charakterizujte konštantou rozpustnosti K_s . Aké hodnoty nadobúdajú tieto konštanty ($K_s < 1$, $K_s = 1$ alebo $K_s \gg 1$)? Ako sa nazýva protismerná reakcia rozpúšťania A_mB_n a aké hodnoty nadobúda jej rovnovážna konštanta?
- Napíšte reakcie rozpúšťania a príslušné konštanty rozpustnosti pre málo rozpustný AgI a Ag_2CrO_4 ?
- Porovnajme procesy zrážania a kryštalizácie.
- Porovnajme hodnoty konštanty rozpustnosti s hodnotami reakčného kvocienta a) ak sa nepozoruje rozpúšťanie ani tvorba zrazeniny, b) ak sa pozoruje tvorba zrazeniny, c) ak sa pozoruje rozpúšťanie zrazeniny.
- Pre aké málo rozpustné látky (elektrolyty) je možné porovnať ich rozpustnosť na základe hodnôt konštant rozpustnosti?

61. Vplyv pH na rozpustnosť. Komplexné častice a rozpustnosť.

- Na príklade málo rozpustného AgCl vysvetlite vplyv spoločného iónu na jeho rozpustnosť.
- Uvažujme, že do:
 - nasýteného vodného roztoku PbF_2 sa pridá NaF,
 - nasýteného vodného roztoku PbF_2 sa pridá HNO_3 .
- V ktorom prípade budeme pozorovať rozpúšťanie (zrážanie) PbF_2 ? Vysvetlite.
- Ktoré z nasledujúcich solí Ag_3PO_4 , CaCO_3 , Hg_2Cl_2 , NaCl, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sa budú rozpúšťať v roztoku silnej kyseliny? Napíšte príslušné reakcie.
- Vypočítajte rovnovážnu konštantu reakcie AgI vo vodnom roztoku kyanidových aniónov. $K_s(\text{AgI}) = 8,5 \cdot 10^{-17}$ a $\beta_2([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 3,0 \cdot 10^{20}$.

62. Základné pojmy redoxných reakcií

- Na príklade redoxnej reakcie vysvetlite pojmy: oxidácia, redukcia, polreakcia, oxidovaná forma, redukovaná forma, oxidovadlo, redukovadlo, redoxný pár, oxidačno-redukčná (redoxná) reakcia.
- Vzťah medzi reakčnou Gibbsovou energiou polreakcie a redoxným potenciálom.

63. Elektrolýza

- Čo je to elektrolytický článok, katóda, anóda.
- Prvý a druhý Faradayov zákon, elektrochemický ekvivalent, Faradayova konštanta. Vyjadrite graficky Faradayov zákon – závislosť množstva vylúčenej látky od náboja.
- Na príklade nejakého elektrolytu vysvetlite, aké polreakcie prebiehajú na katóde a anóde v elektrolytickom článku. Napíšte rovnicu celkovej redoxnej zmeny počas elektrolýzy tohto elektrolytu.

64. Elektródový potenciál

- Čo je to elektróda? Čo je to elektródový potenciál?
- Štandardná vodíková elektróda, definícia (nákras). Elektrochemický rad napätia kovov.
- Čo je to galvanický článok, katóda, anóda.
- Nernstova rovnica a význam veličín, ktoré obsahuje.
- Na príklade vysvetlite, čo je to cementácia.

65. 5. Redoxný potenciál

- Čo je to redoxný potenciál? Nernstova-Petersova rovnica a význam veličín, ktoré obsahuje.
- Posun redoxného potenciálu zmenou pH. Ukážte na príklade polreakcie: $\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- = \text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Lutherov vzťah na výpočet neznámeho štandardného redoxného potenciálu.

- 66. Samovoľnosť priebehu redoxných reakcií**
- Reakčná Gibbsova energia redoxných reakcií.
 - Vzťah medzi reakčnou Gibbsovou energiou redoxnej reakcie a rozdielom redoxných potenciálov polreakcií.
 - Vysvetlite na príklade $E(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) > 0$ a $E(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) < 0$.
- 67. Latimerov diagram**
- Čo je to Latimerov diagram?
 - Zostrojte Latimerov diagram pre zásadité prostredie, ak $E^\ominus(\text{ClO}^-|\text{Cl}_2) = 0,26 \text{ V}$ a $E^\ominus(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = 1,358 \text{ V}$.
 - Čo sa dá zistiť z Latimerovho diagramu?
- 68. Frostov diagram**
- Čo je to Frostov diagram?
 - Zostrojte Frostov diagram pre zásadité prostredie, ak $E^\ominus(\text{ClO}^-|\text{Cl}_2) = 0,26 \text{ V}$ a $E^\ominus(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = 1,358 \text{ V}$.
 - Čo sa dá zistiť z Frostovho diagramu?

Systematická anorganická chémia

- 69. Periodický zákon.**
- Uveďte definíciu periodického zákona.
 - Napíšte skupiny periodickej tabuľky v ktorej sa nachádzajú nekovy.
 - Napíšte všetky polokovové prvky a ich umiestnenie v periodickej tabuľke.
 - Napíšte skupiny periodickej tabuľky v ktorej sa nachádzajú kovy.
- 70. Kovový charakter prvkov.**
- Ako sa mení kovových charakter prvkov v skupine a v perióde?
 - Napíšte slabé kovy. Charakterizujte ich umiestnenie v periodickej tabuľke.
- 71. Trendy v skupinách: 1. a 2. skupina.**
- V prípade ktorých skupín neprechodných prvkov očakávame jednoznačné skupinové trendy. Naopak, pre ktoré skupiny neprechodných prvkov sú skupinové trendy nejednoznačné?
 - Ako sa mení teplota topenia (varu) prvkov 1. a 2. skupiny? Porovnajte teplotu topenia (varu) prvkov 1. a 2. skupiny. Ako sa mení reaktivita prvkov 1. a 2. skupiny? Porovnajte reaktivitu prvkov 1. a 2. skupiny.
 - Napíšte produkty, ktoré vznikajú reakciou alkalických kovov a kovov 2. skupiny s kyslíkom.
- 72. 4. Trendy v skupinách: 17. a 15. skupina.**
- Ako sa mení teplota topenia (varu) halogénov? Ako sa mení reaktivita halogénov?
 - Ako sa menia vlastnosti prvkov 15. skupiny?
- 73. 5. Diagonálna podobnosť.**
- Charakterizujte diagonálnu podobnosť. Na základe čoho ju vysvetľujeme?
 - Na troch príkladoch dokumentujte diagonálnu podobnosť Li a Mg.
 - Na troch príkladoch dokumentujte diagonálnu podobnosť Be a Al.
 - Na troch príkladoch dokumentujte diagonálnu podobnosť B a Si.
- 74. Efekt inertného elektrónového páru.**
- Charakterizujte efekt inertného elektrónového páru.
 - V prípade ktorých prvkov sa tento efekt prejavuje najsilnejšie?
- 75. Trendy v periódach.**
- Ako sa mení teplota topenia prvkov 2. a 3. periódy?
 - Vysvetlite tento trend na základe zmien v type väzby a štruktúry.
- 76. Trendy v periódach.**
- Ako sa mení typ väzby a štruktúry pre fluoridy prvkov 2. a 3. periódy v maximálnom oxidačnom stave prvku?
- 77. Trendy v periódach.**
- Ako sa mení typ väzby a štruktúry pre oxidy prvkov 2. a 3. periódy v maximálnom oxidačnom stave prvku?
 - Ako sa mení stabilita kovalentných oxidov prvkov 2. a 3. periódy v maximálnom oxidačnom stave prvku?

- c. Ako sa menia acidobázické vlastnosti oxidov neprechodných prvkov v maximálnom oxidačnom stave prvku v skupinách a v periódach?
d. Napíšte amfotérne oxidy neprechodných prvkov.

78. Trendy v periódach.

- a. Ako sa mení typ väzby a štruktúry pre hydridy prvkov 2. a 3. periódy?
b. Charakterizujte reaktivitu hydridov 2. a 3. periódy na základe ochoty reagovať s kyslíkom.
c. Charakterizujte acidobázické vlastnosti hydridov prvkov 2. a 3. periódy.

79. Rozdiely vo vlastnostiach prvkov a zlúčenín 2. periódy v porovnaní s vlastnosťami prvkov a zlúčenín vyšších periód.

- a. Napíšte, akým spôsobom sa líšia atómové vlastnosti, napr. kovalentný polomer a elektronegativita prvkov 2. periódy od prvkov vyšších periód.

80. Rozdiely vo vlastnostiach prvkov a zlúčenín 2. periódy v porovnaní s vlastnosťami prvkov a zlúčenín vyšších periód.

- a. Napíšte aspoň dva rozdiely vo vlastnostiach zlúčenín bóru a hliníka.
b. Napíšte aspoň dva rozdiely vo vlastnostiach zlúčenín uhlíka a kremíka.
c. Napíšte aspoň dva rozdiely vo vlastnostiach zlúčenín dusíka a fosforu.
d. Napíšte aspoň dva rozdiely vo vlastnostiach zlúčenín kyslíka a síry a fluóru a chlóru.

81. Vlastnosti atómov vzácnych plynov.

- a. Vysvetlite skupinové trendy v atómových vlastnostiach vzácnych plynov (ionizačná energia, elektrónová afinita a kovalentný polomer).
b. S ktorým vzácnym plynom sa pripravilo najviac zlúčenín?
c. Charakterizujte klatráty vzácnych plynov.

82. Trendy v skupine vzácnych plynov.

- a. Vysvetlite skupinový trend teploty varu (topenia) a hustoty pre vzácne plyny.
b. Vysvetlite jedinečné vlastnosti hélia.

83. Výskyt, výroba a použitie vzácnych plynov.

- a. Výskyt vzácnych plynov. Aké sú zdroje na výrobu hélia, neónu, argónu, kryptónu a xenónu?
b. Uveďte aspoň tri spôsoby použitia vzácnych plynov.

84. História zlúčenín vzácnych plynov. Bartlettova zlúčenina.

- a. Prečo môžeme očakávať existenciu zlúčenín vzácnych plynov?
b. Napíšte rovnicu reakcie prípravy Bartlettovej zlúčeniny. Čo viete povedať o zložení tejto zlúčeniny?

85. Fluoridy xenónu.

- a. Čo viete povedať termodynamickej stabilite fluoridov xenónu? Uveďte spôsob ich prípravy. Uveďte ich tvar.
b. Pre fluoridy xenónu uveďte zodpovedajúce izoelektrónové aniónové častice jódu.

86. Reaktivita fluoridov xenónu.

- a. Napíšte rovnice reakcie hydrolýzy XeF_2 a XeF_4 . Vysvetlite rozdiely v produktoch reakcií.
b. Na príklade reakcií dokumentujte Lewisove vlastnosti XeF_6 .
c. Uveďte príklad využitia fluoridov xenónu ako fluoračných činidiel.

87. Oxidy xenónu.

- a. Čo viete povedať termodynamickej stabilite oxidov xenónu? Uveďte spôsob ich prípravy. Uveďte ich tvar.
b. Napíšte dva stupne reakcie oxidu xenónového s hydroxidovým aniónom vo vodnom roztoku.
c. Napíšte reakciu oxidácie mangánatého katiónu xenoničelanovým(4-) aniónom v kyslom vodnom roztoku.

88. Umiestnenie vodíka v periodickej tabuľke.

- a. Na základe vlastností vodíka diskutujte jeho umiestnenie v periodickej tabuľke prvkov. Uveďte dôvody proti umiestneniu vodíka v periodickej tabuľke v skupine spolu s alkalickými kovmi. Uveďte dôvody proti umiestneniu vodíka v periodickej tabuľke v skupine spolu s halogénmi.
b. Vysvetlite, prečo vodík nemá v periodickej tabuľke jednoznačné postavenie.

89. Spôsob väzby.

- Uveďte po dva príklady molekulových zlúčenín vodíka s lokalizovanými 2c-2e väzbami ako aj s delokalizovanými 3c-2e väzbami.
- Vysvetlite pojem tautomézie spôsobenej prenosom vodíka. Uveďte príklad.

90. Výskyt vodíka. Izotopy vodíka.

- Posúďte výskyt vodíka vo vesmíre, zemskej kôre, atmosfére a v ľudskom tele.
- Uveďte izotopy vodíka, charakterizujte rozdiely vo fyzikálnych vlastnostiach jednotlivých izotopov.

91. Vlastnosti a laboratórna príprava vodíka

- V reakciách reaguje vodík najbežnejšie ako redukovač. Uveďte dva príklady reakcií.
- Uveďte dva príklady laboratórnej prípravy vodíka.

92. Výroba a použitie vodíka.

- Diskutujte výrobu „vodného plynu“ a „syntézneho plynu“.
- Uveďte možnosti oddelenia vodíka od oxidu uhoľnatého a oxidu uhličitého.
- Uveďte dva spôsoby využitia vodíka.

93. Hydridy.

- Klasifikujte hydridy EH_n na základe postavenie prvkov E v periodickej tabuľke.
- Napíšte vzorce hydridov neprechodných prvkov 4. periódy od draslíka po bróm. Aký je trend v ich vzorcoch? Ako sa líšia prvé dva hydridy v tejto sérii od ostatných?
- Ktorý z nasledujúcich hydridov – iónový, kovový, molekulový alebo nestabilný – tvoria nasledujúce prvky: chróm, striebro, fosfor a draslík?

94. Molekulové (kovalentné) hydridy.

- Rozdeľte molekulové hydridy EH_n do troch skupín podľa polaritu väzieb E–H a veľkosti parciálneho náboja δ na atóme vodíka. Pre každú skupinu uveďte po dva príklady.
- Charakterizujte fyzikálno-chemické vlastnosti a reaktivitu hydridov 1. skupiny, v ktorých atóm vodíka nemá kladný ani záporný parciálny náboj.
- Charakterizujte fyzikálno-chemické vlastnosti a reaktivitu hydridov 2. skupiny, ktoré obsahujú atóm vodíka s kladným parciálnym nábojom δ^+ .
- Charakterizujte fyzikálno-chemické vlastnosti a reaktivitu hydridov 3. skupiny, v ktorých vodíkový atóm má malý parciálny záporný náboj δ^- .

95. Molekulové (kovalentné) hydridy: trend energie väzby. Príprava hydridov.

- Pre molekulové hydridy 14. až 17. skupiny uveďte na základe zmien energie väzieb E–H a hodnôt štandardných tvorných Gibbsových energií ako sa mení ich stálosť.
- Uveďte po dvoch príkladoch prípravy hydridov syntézou z prvkov.
- Uveďte po dvoch príkladoch prípravy hydridov hydrolyzou fosfidov, karbidov, silicidov a pod.
- Uveďte po dvoch príkladoch prípravy hydridov ich vzájomnou premenou,

96. Iónové a kovové hydridy.

- Ako sa mení kovalentný charakter väzby v prípade iónových hydridov 1. a 2. skupiny. Zaraďujeme medzi iónové hydridy aj BeH_2 ?
- Uveďte príklad reakcie iónového hydridu s vodou.
- Uveďte príklad prípravy molekulového (kovalentného) hydridu z iónového hydridu.
- Charakterizujte kovové hydridy. Uveďte spôsob ich prípravy ako aj ich použitia.

97. Voda a vodíková väzba, biologické aspekty vodíkovej väzby. Klatráty (hydráty) vzácnych plynov, metánu a oxidu uhličitého

- Uveďte modely vysvetľujúce vznik vodíkových väzieb. Porovnajme teplotu varu molekulových hydridov 2. a 3. periódy. Vysvetlite vplyv vodíkových väzieb na ich hodnoty.
- Vysvetlite dôležitosť vodíkových väzieb v prípade biomolekúl. Medzi akými skupinami (atómami) vznikajú vodíkové väzby v uvedených biomolekulách?
- Charakterizujte hydráty vzácnych plynov, metánu a oxidu uhličitého. Diskutujte environmentálne aspekty týchto zlúčenín.

98. Vlastnosti alkalických kovov.

- Uveďte ako sa v 1. skupine menia nasledujúce vlastnosti alkalických kovov: ionizačná energia, elektronegativita, elektrónová afinita, energia väzby $E(M-M)$, kovový polomer, iónový polomer $r_i(M^+)$, nábojová hustota M^+ , hydratačná energia M^+ , štandardný oxidačno-redukčný potenciál $E^\ominus(M^+|M)$, hustota, teplota topenia a teplota varu.
- Vysvetlite dôsledky malej nábojovej hustoty M^+ na stabilizáciu aniónov, tvorbu hydrátov a komplexov.
- Posúďte schopnosť tvorby alkalidových aniónov M^- .
- Uveďte ako sa mení kovalentný charakter iónovej väzby v halogenidoch LiX ($X = F, Cl, Br$ a I) a MI ($M = Li, Na, K, Rb$ a Cs).
- Posúďte diagonálnu podobnosť Li a Mg na základe rozpustnosti ich solí, tepelnej stálosti uhličitanov, tvorby organokovových zlúčenín.
- Akým spôsobom sa alkalické kovy podobajú na „typické“ kovy? Akým spôsobom sa od nich líšia?
- Uveďte tri bežné črty chémie alkalických kovov. Vysvetlite, prečo sa amónny kation často uvádza spolu s kationmi alkalických kovov ako pseudoalkalický kation.

99. Rozpustnosť a tepelná stálosť zlúčenín alkalických kovov. Sfarbenie plamene prchavými soľami MCl .

- Vysvetlite ako sa mení rozpustnosť fluoridov MF a jodidov MI ($M = Li, Na, K, Rb$ a Cs).
- Alkalický kov označený ako M tvorí hydrát $M_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Je M^+ sodný alebo draselný kation? Vysvetlite.
- Navrhните pravdepodobný dôvod, prečo je hydroxid sodný oveľa lepšie rozpustnejší vo vode ako chlorid sodný.
- Navrhните, ktorý z nasledujúcich aniónov sa vyzráža po pridaní amónneho kationu: PO_4^{3-} anión alebo tetrafenylboritanový $[B(C_6H_5)_4]^-$. Uveďte dôvody?
- Vysvetlite, prečo len alkalické kovy tvoria stabilné hydrogenuhličitanu $M^+HCO_3^-$ v tuhom stave.
- Vysvetlite, prečo chloridy alkalických kovov MCl sfarbia plameň.
- Vysvetlite, prečo sa amónny kation často uvádza spolu s kationmi alkalických kovov ako pseudoalkalický kation.

100. Výskyt, výroba a využitie alkalických kovov.

- V akej forme sa alkalické kovy vyskytujú v prírode?
- Opíšte postup pri elektrolytickej príprave sodíka. Uveďte chemické deje, ktoré prebiehajú na katóde a anóde. Prečo je pri elektrolyze potrebné použitie diafragmy?
- Napíšte rovnicu metalotermickej reakcie prípravy draslíka z KCl . Ako sa dosiahne posun rovnováhy v prospech vzniku draslíka?
- Uveďte aspoň dva spôsoby využitia sodíka a lítia.
- Navrhните, ktorý z nasledujúcich kationov sa vyzráža po pridaní aniónu $[Co(NO_2)_6]^{3-}$: Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ a NH_4^+ . Uveďte dôvody?

101. Reaktivita alkalických kovov.

- Ako sa mení reaktivita alkalických kovov? Vysvetlite na príklade reakcií s vodou. Napíšte rovnice reakcie draslíka s amoniakom, etanolom a acetylénom.
- Na základe rôznych polarizačných účinkov kationov M^+ vysvetlite vznik rozdielných produktov pri reakcii alkalických kovov s kyslíkom.
- Napíšte rovnicu reakcie tuhého hyperoxidu cézneho s vodou.
- Napíšte rovnicu reakcie zohrievanie tuhého hydrogenuhličitanu sodného.
- Napíšte rovnicu reakcie zohrievanie tuhého dusičnanu amónneho.

102. Hydroxidy alkalických kovov.

- Uveďte acidobázické vlastnosti hydroxidov 1. skupiny. Ako sa menia ich acidobázické vlastnosti v skupine?
- Uveďte vlastnosti hydroxidov alkalických kovov. Uveďte čo sa s hydroxidmi deje pri zahrievaní? Na základe reakcie vysvetlite prečo hydroxidy leptajú sklo.
- Opíšte postup pri elektrolytickej príprave hydroxidu sodného. Uveďte rovnice chemických dejov, ktoré prebiehajú na železnej a ortuťovej katóde a anóde. Prečo je pri elektrolyze potrebné použitie diafragmy?
- Napíšte rovnice reakcií $NaOH$ s plynným CO_2 , SO_2 a H_2S .
- Uveďte možnosti komerčného využitia $NaOH$. Prečo sa k čistiacim prostriedkom založením na $NaOH$ pridáva práškový hliník?

103. Uhličitanu a hydrogenuhličitanu alkalických kovov.

- Uveďte acidobázické vlastnosti uhličitanov a hydrogenuhličitanov 1. skupiny.
- Uveďte ako sa mení tepelná stabilita uhličitanov alkalických kovov. Uveďte čo sa s uhličitanmi deje pri zahrievaní?
- Porovnajme tepelnú stabilitu uhličitanov a hydrogenuhličitanov alkalických kovov.
- Opíšte postup pri príprave uhličitanu sodného Solvayovym spôsobom ako a z minerálu trona. Uveďte rovnice chemických dejov. Uveďte rovnice reakcií regenerácie CO_2 a NH_3 .
- Uveďte možnosti komerčného využitia Na_2CO_3 .

f. Napíšte rovnicu prípravy hydrogenuhličitanu sodného ako aj možnosti jeho komerčného využitia.

104. Vlastnosti kovov 2. skupiny.

- Porovnajzte vlastnosti alkalických kovov a kovov 2. skupiny (ionizačnú energiu, elektronegativitu, elektrónovú afinitu, kovový polomer, iónový polomer $r_1(M^+)$ a $r_1(M^{2+})$, nábojovú hustotu M^+ a M^{2+} , hydratačná energia M^+ a M^{2+} , štandardný oxidačno-redukčný potenciál $E^\ominus(M^+/M)$ a $E^\ominus(M^{2+}/M)$, hustotu, teplotu topenia a teplotu varu).
- Vysvetlite dôsledky nábojovej hustoty M^{2+} (polarizačného účinku katiónov) na kovalentný charakter iónovej väzby, tepelnú stálosť, rozpustnosť a hydrolyzu solí prvkov 2. skupiny. Posúďte schopnosť jednotlivých prvkov k tvorbe komplexov a organokovových zlúčenín.
- Vysvetlite, prečo soli Mg^{II} majú sklon tvoriť hydráty s veľkým počtom molekúl vody (napr. $MgSO_4 \cdot 7H_2O$).
- Uveďte príklady diagonálnej podobnosti Li a Mg.
- Uveďte príklady diagonálnej podobnosti Be a Al.
- Ako sa chémia Mg líši od chémie kovov alk. zemín (Ca, Sr a Ba). Vysvetlite.

105. Reaktivita kovov 2. skupiny.

- Napíšte rovnice chemických reakcií kovov druhej skupiny s vodou a kyslíkom.
- Rozdielne chovanie kovov 2. skupiny je možné ukázať na ich reakciách s vodíkom. Napíšte rovnice uvedených chemických reakcií. Uveďte rozdiely v štruktúre vznikajúcich hydridov. Napíšte rovnice reakcií hydridov 2. skupiny s vodou.
- Be tvorí s uhlíkom karbid berylnatý Be_2C . Vápnik tvorí s uhlíkom dikarbid vápenatý CaC_2 . Napíšte reakcie ich prípravy z BeO a MgO . Uveďte rozdiely v štruktúre uvedených karbidov.
- Napíšte rovnice reakcií Be_2C , CaC_2 a $CaCN_2$ s vodou.
- Pri štúdiu chémie prvkov 2. skupiny sa zvyčajne ignoruje rádioaktívny prvok tejto skupiny Rádium. Na základe skupinových trendov navrhnete charakteristické vlastnosti Ra a jeho zlúčenín.

106. Výroba a využitie kovov 2. skupiny.

- Opíšte postup pri príprave horčíka z morskej vody. Uveďte rovnice chemických dejov vyjadrujúcich prípravu $Mg(OH)_2$ a $MgCl_2$. Uveďte chemické deje, ktoré prebiehajú na katóde a anóde pri elektrolýze taveniny $MgCl_2$.
- Uveďte možnosti komerčného využitia Mg, $Mg(OH)_2$ a $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.
- Rovnicami reakcií vyjadrite prípravu $CaCO_3$ (súčasť stavebnej malty) z páleného vápna CaO .
- Napíšte rovnicu prípravy plynného HF z kazivca CaF_2 .

107. Príprava a vlastnosti halogenidov 2. skupiny.

- Vodné roztoky halogenidov 2. skupiny MX_2 je možné pripraviť zo zodpovedajúcich hydroxidov alebo uhličitanov. Napíšte príslušné rovnice chemických reakcií. V akej forme budú halogenidy kryštalizovať z vodných roztokov?
- Bezvodé halogenidy MCl_2 , MBr_2 a MI_2 ($M = Ca, Sr$ a Ba) môžu byť pripravené dehydratáciou hydrátov. Vysvetlite, prečo bezvodé chloridy MCl_2 ($M = Be$ a Mg) nie je možné pripraviť dehydratáciou $BeCl_2 \cdot 4H_2O$, resp. $MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Napíšte rovnice reakcií tepelného rozkladu $BeCl_2 \cdot 4H_2O$, resp. $MgCl_2 \cdot 6H_2O$.
- Uveďte tvar molekúl, ktoré sa vyskytujú v plynnom chloride berylnatom. Aký typ štruktúry bude mať tuhý $BeCl_2$? Vysvetlite Lewisovu kyslosť $BeCl_2$.
- Aký typ štruktúry predpokladáte v prípade bezvodých halogenidov MCl_2 , MBr_2 a MI_2 ($M = Ca, Sr$ a Ba).

108. Príprava a vlastnosti oxidov a hydroxidov 2. skupiny.

- Napíšte rovnice reakcií prípravy oxidov 2. skupiny. Napíšte rovnice reakcií oxidov MO s vodou a oxidom uhličitým.
- Uveďte acidobázické vlastnosti oxidov a hydroxidov 2. skupiny. Ako sa menia tieto vlastnosti v skupine? Napíšte rovnice reakcií $Be(OH)_2$ s $NaOH$ a H_2SO_4 .
- Uveďte ako sa mení rozpustnosť a tepelná stabilita hydroxidov $M(OH)_2$ ($M = Mg, Ca, Sr$ a Ba).
- Uveďte možnosti použitia MgO a CaO .

109. Príprava a vlastnosti uhličitanov a hydrogenuhličitanov 2. skupiny.

- Uveďte acidobázické vlastnosti uhličitanov a hydrogenuhličitanov 2. skupiny.
- Uveďte ako sa mení tepelná stabilita uhličitanov 2. skupiny. Uveďte čo sa s uhličitanmi deje pri zahrievaní?
- Porovnajzte tepelnú stabilitu uhličitanov a hydrogenuhličitanov 2. skupiny.
- Napíšte rovnicu reakcie prípravy hydrogenuhličitanov 2. skupiny z ich uhličitanov.
- Aké zlúčeniny spôsobujú prechodnú tvrdosť vody? Ako môžeme odstrániť prechodnú tvrdosť vody?
- Aké zlúčeniny spôsobujú trvalú tvrdosť vody? Ako môžeme odstrániť trvalú tvrdosť vody?