

Všeobecná chémia

1. Hmota a jej vlastnosti. Predmet a objekty štúdia anorganickej chémie. Jednotky veličín a ich prepočty.

- Uveďte základné fyzikálne veličiny ako aj ich jednotky.
- Ako je definovaná špecifická a mólová veličina?
- Definujte extenzitnú a intenzitnú veličinu. Uveďte po dva príklady.

2. Častice hmoty, elementárne častice, stavba atómu, izotopy, relatívna atómová hmotnosť, molekuly, ióny.

- Pre najbežnejšie elementárne častice atómu uveďte: názov a symbol, umiestnenie v atóme, elektrický náboj a hmotnosť v porovnaní s ostatnými.
- Definujte atómové a hmotnostné číslo.
- Definujte atóm, nuklid, izotopy a ióny. Vymenujte a charakterizujte tri izotopy vodíka.
- Definujte atómovú hmotnostnú jednotku u a relatívnu atómovú hmotnosť prvku.
- Charakterizujte molekulu.

3. Klasifikácia chemických sústav. Prvky a periodická sústava prvkov.

- Definujte chemickú sústavu, čistú látku, chemický prvok, jednoduchú látku a zlúčeninu.
- Definujte fázu, homogénnu a heterogénnu zmes. Uveďte spôsoby delenia homogénnych a heterogénnych zmesí.
- Charakterizujte periodickú sústavu 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.

- Uveďte zákony stálych a násobných zlučovacích pomerov.
- Definujte stehiometrický, molekulový a funkčný vzorec.
- Definujte štruktúrny, konfiguračný štruktúrny a elektrónový štruktúrny vzorec.
- Definujte oxidačné číslo jednojadrovej alebo viacjadrovej častice. Uveďte aspoň tri formálne pravidlá využívané pri určovaní oxidačných čísel.
- 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.

- Uveďte a charakterizujte skupenské stavy látok.
- Uveďte po tri príklady časticových a látkových vlastností.
- Charakterizujte fyzikálne a chemické deje.

6. Vyjadrenie množstva látky. Látkové množstvo, Avogadrova konštanta. Mólová hmotnosť, Mólový objem. Roztok, vyjadrenie zloženia roztokov.

- Charakterizujte jednotlivé extenzitné spôsoby vyjadrovania množstva látky – hmotnosť jednej častice, hmotnosť látky, počet častíc, objem a látkové množstvo – uvedením ich symbolov a jednotiek.
- Uveďte vzťahy na ich vzájomný prepočet. Uveďte vzťahy pre vyjadrenie intenzitných veličín – mólová hmotnosť, mólový objem a hustota – pomocou látkového množstva.
- Uveďte aspoň tri spôsoby vyjadrenia zloženia roztokov.

7. Chemické reakcie. Zápis chemických rovníc. Klasifikácia chemických reakcií. Rozsah chemickej reakcie.

- Definujte chemickú reakciu a uveďte pre ňu zákon zachovania hmotnosti a náboja.
- Definujte chemickú rovnicu a uveďte spôsoby jej zápisu.
- 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).
- 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 emisná, atómové orbitály. Kvantovanie mikroskopických veličín -kvantovanie energie, momentu hybnosti a jeho projekcie.

- Súčasný model atómu. Nedostatky Rutherfordovho planetárneho modelu.
- Charakterizujte emisné spektrum vodíka a zdôvodnite tento jeho charakter.
- Vzťah medzi vlnovou dĺžkou a frekvenciou, vlnovou dĺžkou a energiou a energiou a frekvenciou v opise zákonitostí mikrosвета pomocou kvantovej mechaniky.
- Vysvetlite pojem duálny charakter elektrónu.
- Vysvetlite jednotlivé členy Schrödingerovej rovnice $H\psi = E\psi$
- Definujte atómový orbitál.

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

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

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

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

11. Periodický sústava prvkov (PSP).

- Periodický zákon. Periodický zákon vs. periodický systém (PSP).
- Tabuľky PSP. Dlhá forma tabuľky PSP.
- Klasifikácia prvkov podľa elektrónovej konfigurácie ich atómov.
- Pomenujte päť skupín prvkov v PSP ich skupinovými názvami.
- Vysvetlite pojem *efektívny náboj jadra* a jeho vplyv na periodické trendy v mnohých vlastnostiach prvkov a ich zlúčení.

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

- Uveďte definície a ako sa mení v perióde a skupine atómový polomer, kovalentný polomer, kovový polomer a van der Waalsov polomer atómov.
- Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine iónový polomer iónov prvkov.
- Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine prvá ionizačná energia atómov prvkov.
- Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine elektrónová afinita atómov prvkov.
- Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine elektronegativita atómov prvkov.
- Uveďte definíciu a ako sa mení v perióde a skupine polarizovateľnosť atómov prvkov.

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

- Uveďte tri základné typy chemických väzieb a definujte každú z nich.
- 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.

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

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

- Uveďte tri typy van der Waalsových síl, vysvetlite podstatu ich vzniku, typy častíc medzi ktorými sa môžu vyskytovať a usporiadajte ich podľa rastúceho dosahu.
- 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.

- Definujte molekulové orbitály a uveďte ako sa konštruujú z atómových orbitálov.
- Uveďte tri nutné podmienky vzniku molekulového orbitálu.
- Uveďte rozdiely medzi väzbovými a protiväzbovými molekulovými orbitálmi a nakreslite a pomenujte tri bežné molekulové orbitály v dvojjadrovej homonukleárnej častici.
- 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.

- Uvedte 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 častice resp. ktorých 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.

- Na príklade dusitanového aniónu vysvetlite pojmy rezonančný elektrónový štruktúrny vzorec, delokalizovaná π väzba v elektrónovom štruktúrnom vzorci, kanonický štruktúrny vzorec a rezonančný hybrid.
- 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 anióne.

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, či 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 $\delta(C) = + 0,51$ a $\delta(O) = - 0,51$. Diskutujte rozdiely v hodnotách.
- Určte oxidačné čísla atómov z elektrónového štruktúrneho vzorca kyseliny tiosírovej.

26. Teória odpudzovania elektrónových párov (VSEPR). Elektrónová doména, stérické 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 stérické číslo. Na ich základe vysvetlite princípy určovania tvaru častíc pomocou metódy VSEPR ako aj odhad väzbových uhlov v časticiach.
- S využitím VSEPR uveďte počet a geometriu elektrónových domén okolo stredového atómu ako aj tvar nasledujúcich častíc: NO_2^+ , SO_4^{2-} , PF_5 , XeF_4 , NO_3^- a TeO_6^{6-} .
- Pomocou VSEPR odhadnite hodnoty väzbových uhlov v štvoratómových molekulách PH_3 , BF_3 a IF_3

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: $S_2O_3^{2-}$, $P_2O_7^{4-}$, N_2H_4 , H_2O_2 , C_2H_2 , $S_4O_6^{2-}$

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 nasledujúce častice na polárne a nepolárne: O_2 , O_3 , SO_2 , SO_3 , PF_5 a IF_5 . Svoje tvrdenie zdôvodnite.
- Ktorá z dvojice molekúl – NH_3 alebo NF_3 – má väčší výsledný molekulový dipólový moment? Svoje tvrdenie zdôvodnite.
- Ktorá z dvojice molekúl – H_2O alebo H_2S – 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,
pre katióny 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. Na príkladoch vysvetlite, ako sa mení polarizovateľnosť aniónu v závislosti od náboja a objemu.

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 CaF_2 .
- 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 a fullerénu, prejav ich odlišností vo fyzikálnochemických vlastnostiach.

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

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

- Uveďte 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. uveďte 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. Sformulujte pravidlo, pomocou ktorého môžeme jednoducho odhadnúť rozpustnosť iónovej zlúčeniny.

35. Kovy, umiestnenie a ich klasifikácia v PSP, 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 zapríčinené kovovou väzbou?
- Opište stav elektrónov v kove.

37. Teórie kovovej väzby, pevnosť kovovej väzby.

- Aké dve teórie používame na opis kovovej väzby? Stručne ich charakterizujte a uveďte 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.

- 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 a aký majú praktický význam?
- Stručne charakterizujte substitučné, intersticiálne a heterogénne zliatiny a intermetalické zlúčeniny. Ako sa intermetalické zlúčeniny líšia od zliatin?

40. Termodynamická sústava

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

41. Prvý zákon termodynamiky

- Vnútoraná 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. Samovoľnosť chemických dejov

- Definičný vzťah pre entropiu. Čo vyjadruje entropia? Závislosť entropie od teploty.
- Gibbsova energia. Samovoľnosť 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 $\Delta_r G^0$ 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 (náčrt), aktívovaný 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 .

- c. 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.
- d. 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.

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

49. Kryštalizácia látok z roztokov.

- a. Objasnite pojem kryštalizácia.
- b. 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.

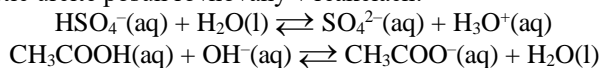
- a. Definujte Arrheniovu kyselinu a zásadu ako aj ich sýtnosť.
- b. Definujte neutralizáciu podľa Arrheniovej teórie.
- c. Napíšte stavový a časticový zápis reakcie kyseliny HA a zásady MOH.

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

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

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

- a. Definujte ionizáciu Brønstedovej kyseliny a zásady.
- b. Uveďte po dva príklady silnej a slabej Brønstedovej kyseliny a zásady.
- c. Definujte konjugovaný pár tvorený Brønstedovou kyselinou a zásadou. Uveďte príklad.
- d. 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.
- e. Na základe kyslosti a zásaditosti častíc určite posun rovnováhy v reakciách:



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

53. Autoprotolýza protických rozpúšťadiel. Vodíkový exponent pH.

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

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

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

55. Ióny ako Brønstedove kyseliny a zásady. Hydrolýza solí. Hydratované katióny kovov ako Brønstedove kyseliny. Vytesňovanie kyselín a zásad zo solí (NH_3 z NH_4Cl , H_2S z Na_2S).

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

56. Sila Brønstedových kyselín a zásad. Bezkyšlíkaté kyseliny. Kyšlíkaté kyseliny (oxokyseliny). Organické (karboxylové) kyseliny. Sila zásaditých amínov.

- Ako sa mení sila bezkyšlíkatých binárnych kyselín 16. a 17. skupiny v skupine?
- Ako sa mení sila bezkyšlíkatých binárnych kyselín 14. až 17. skupiny v perióde?
- Ako sa mení sila oxokyselín $H_nX_kO_{m+n}$ s počtom koncových atómov kyslíka m ?
- Ako sa mení sila viacšýtnych kyselín s rastúcim počtom odštiepených kationov vodíka?
- Posúďte silu karboxylových kyselín.
- Posúďte zásaditosť organických amínov. Porovnajete zásaditosť a) amoniaku v porovnaní s metylamínom, b) pyperidínu 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 M^{c+} a Lewisovou zásadou,
 - časticou s energeticky dostupnými neobsadenými orbitálmi a Lewisovou zásadou,
 - časticou obsahujúcou násobné väzby a Lewisovou zásadou.
- Porovnajete Lewisovu kyslosť nasledujúcich dvojíc Lewisových kyselín BCl_3 a $AlCl_3$, BF_3 a BCl_3 .
- Porovnajete Lewisovu zásaditosť nasledujúcich dvojíc Lewisových zásad NH_3 a H_2O , NH_3 a PH_3 .

58. Komplexotvorné reakcie. Konštanty stability komplexov.

- Uveďte definíciu komplexu. Uveďte definíciu komplexotvorných reakcií.
- Charakterizujte primárnu koordinačnú sféru, centrálny atóm, koordinačnú (donorovo-akceptorovú) väzbu.
- Napište štyri postupné rovnováhy vzniku tetrachloridokademnatových aniónov $[CdCl_4]^{2-}$ z tetraakvakademnatých kationov a chloridových aniónov vo vodnom roztoku. Napište príslušné stupňovité konštanty stability.

59. Klasifikácia vylučovacích reakcií. Pravidlá 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? Porovnajete 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?
- Napište reakcie rozpúšťania a príslušné konštanty rozpustnosti pre málo rozpustný AgI a Ag_2CrO_4 ?
- Porovnajete procesy zrážania a kryštalizácie.
- Porovnajete hodnoty konštanty rozpustnosti s hodnotami reakčného kvocientu a) ak sa nepozoruje rozpúšťanie, ani tvorba zrazeniny, b) ak sa pozoruje tvorba zrazeniny, c) ak sa pozoruje rozpúšťanie zrazeniny.
- Pre aké málo rozpustné 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 , $NaCl$, $Mg(OH)_2$ sa rozpúšťajú v roztoku silnej kyseliny? Napište rovnice.
- Vypočítajte rovnovážnu konštantu reakcie AgI vo vodnom roztoku kyanidových aniónov. $K_s(AgI) = 8,5 \cdot 10^{-17}$ a $\beta_2([Ag(CN)_2]^-) = 3,0 \cdot 10^{20}$.

62. Základné pojmy redoxných reakcií

- Na príklade redoxnej reakcie vysvetlite pojmy oxidácia, redukcia, polreakcia, oxidovaná forma, redukovaná forma, oxidovadlo, redukovadlo, redoxný pár, 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 (náčrt). Elektrochemický rad napätia kovov.
- Čo je to galvanický článok? Čo je v jeho prípade katóda a anóda?
- Nernstova rovnica a význam veličín, ktoré obsahuje.
- Na príklade vysvetlite, čo je to cementácia.

65. Redoxný potenciál

- Čo je to redoxný potenciál? Nernstova-Petersova rovnica a význam veličín, ktoré obsahuje.
- Posun redoxného potenciálu zmenou pH. Ukážte na príklade polreakcie: $\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- = \text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Uveďte 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, v ktorom použijete $E(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) > 0$ a $E(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) < 0$.

67. Latimerov diagram

- Čo je to Latimerov diagram?
- Zostrojte Latimerov diagram pre zásadité prostredie, ak $E^0(\text{ClO}^-|\text{Cl}_2) = 0,26 \text{ V}$ a $E^0(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = 1,358 \text{ V}$.
- Čo sa dá zistiť z Latimerovho diagramu?

68. Frostov diagram

- Čo je to Frostov diagram?
- Zostrojte Frostov diagram pre zásadité prostredie, ak $E^0(\text{ClO}^-|\text{Cl}_2) = 0,26 \text{ V}$ a $E^0(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = 1,358 \text{ V}$.
- Čo sa dá zistiť z Frostovho diagramu?

Systematická anorganická chémia

69. Periodický zákon.

- Uveďte definíciu periodického zákona.
- Uveďte, v ktorých skupinách PSP sa nachádzajú nekovy.
- Uveďte všetky polokovové prvky a ich umiestnenie v PSP.
- Uveďte skupiny PSP, v ktorých sa nachádzajú kovy.

70. Kovový charakter prvkov.

- Ako sa mení kovových charakter prvkov v rámci skupiny a v rámci periódy?
- Uveďte, čo sú to slabé kovy. Charakterizujte ich umiestnenie v PSP.

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? Porovnajme teplotu topenia (varu) prvkov 1. a 2. skupiny. Ako sa mení reaktivita prvkov 1. a 2. skupiny? Porovnajme reaktivitu prvkov 1. a 2. skupiny.
- Napíšte produkty, ktoré vznikajú reakciou alkalických kovov a kovov 2. skupiny s kyslíkom.

72. 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. Diagonálna podobnosť.

- Charakterizujte diagonálnu podobnosť. Na základe čoho ju vysvetľujeme?
- Na troch príkladoch dokumentujte diagonálnu podobnosť Li a Mg.

- c. Na troch príkladoch dokumentujte diagonálnu podobnosť Be a Al.
- d. Na troch príkladoch dokumentujte diagonálnu podobnosť B a Si.

74. Efekt inertného elektrónového páru.

- a. Charakterizujte efekt inertného elektrónového páru.
- b. V prípade ktorých prvkov sa tento efekt prejavuje najvýraznejšie?

75. Trendy v periódach.

- a. Ako sa mení teplota topenia prvkov 2. a 3. periódy? Vysvetlite tento trend na základe zmien v type väzby a štruktúry
- b. Ako sa mení typ väzby a štruktúry pre fluoridy prvkov 2. a 3. periódy v maximálnom oxidačnom stave prvku?

76. Trendy v periódach.

- a. Ako sa mení typ väzby a štruktúry pre oxidy prvkov 2. a 3. periódy v maximálnom oxidačnom stave prvku?
- b. 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. Uveďte amfotérne oxidy neprechodných prvkov.

77. 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.

78. 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.

79. 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.

80. 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.

81. Trendy v skupine vzácnych plynov.

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

82. 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.

83. 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?

84. Fluoridy xenónu.

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

85. Reaktivita fluoridov xenónu.

- a. Napíšte rovnice reakcie hydrolyzy 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.

86. Oxidy xenónu.

- Čo viete povedať o termodynamicknej stabilite oxidov xenónu? Uveďte spôsob ich prípravy. Pomenujte ich tvar.
- Napíšte dva stupne reakcie oxidu xenónového s hydroxidovým aniónom vo vodnom roztoku.
- Napíšte reakciu oxidácie manganátového kationu xenoničelanovým(4-) aniónom v kyslom vodnom roztoku.

87. Umiestnenie vodíka v periodickej tabuľke.

- Na základe vlastností vodíka diskutujte jeho umiestnenie v PSP. 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.

88. Spôsob väzby.

Uveďte po dva príklady molekulových zlúčenín vodíka s lokalizovanými 2c-2e väzbami ako aj s delokalizovanými 3c-2e väzbami.

- Vysvetlite pojem tautométrie spôsobenej prenosom vodíka. Uveďte príklad.

89. 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.

90. Vlastnosti a laboratórna príprava vodíka

- Vodík reaguje najbežnejšie ako redukovač. Uveďte dva príklady reakcií.
- Uveďte dva príklady laboratórnej prípravy vodíka.

91. 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.

92. 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 prvky: chróm, striebro, fosfor a draslík?

93. 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^- .

94. 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 dva príklady prípravy hydridov syntézou z prvkov.
- Uveďte dva príklady prípravy hydridov hydrolyzou fosfidov, karbidov, silicidov a pod.
- Uveďte dva príklady prípravy hydridov ich vzájomnou premenou,

95. 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.

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

- Vysvetlite vznik vodíkovej väzby. 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.

97. 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 redoxný potenciál $E^0(M^+|M)$, 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 a 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.

98. Rozpustnosť a tepelná stálosť zlúčenín alkalických kovov. Sfarbenie plameňa sol'ami 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.
- Navrhňte pravdepodobný dôvod, prečo je hydroxid sodný oveľa rozpustnejší vo vode ako chlorid sodný.
- Navrhňte, 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 sfarbujú plameň.

99. 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.
- Navrhňte, ktorý z nasledujúcich kationov sa vyzráža po pridaní aniónu $[Co(NO_2)_6]^{3-}$: Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ a NH_4^+ . Uveďte dôvody.

100. 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 rozdielnych produktov pri reakcii alkalických kovov s kyslíkom.
- Napíšte rovnicu reakcie tuhého hyperoxidu cézneho s vodou.
- Napíšte rovnicu reakcie zohrievania tuhého hydrogenuhličitanu sodného.
- Napíšte rovnicu reakcie zohrievania tuhého dusičnanu amónneho.

101. 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?

102. Uhličitanu a hydrogenuhličitanu alkalických kovov.

- Uveďte acidobázické vlastnosti uhličitanov a hydrogenuhličitanov prvkov 1. skupiny PSP.
- 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 Solvayovým spôsobom ako aj z minerálu trona. Uveďte rovnice chemických dejov. Uveďte rovnice reakcií regenerácie CO_2 a NH_3 .
- Uveďte možnosti komerčného využitia Na_2CO_3 .
- Napíšte rovnicu prípravy hydrogenuhličitanu sodného ako aj možnosti jeho komerčného využitia.

103. Vlastnosti prvkov 2. skupiny.

- a. Porovnajete vlastnosti alkalických kovov a kovov 2. skupiny (ionizačnú energiu, elektronegativitu, elektrónovú afinitu, kovový polomer, iónový polomer $r_i(M^+)$ a $r_i(M^{2+})$, nábojovú hustotu M^+ a M^{2+} , hydratačnú energiu M^+ a M^{2+} , štandardný redoxný potenciál $E^0(M^+/M)$ a $E^0(M^{2+}/M)$, hustotu, teplotu topenia a teplotu varu).
- b. Vysvetlite dôsledky nábojovej hustoty M^{2+} (polarizačného účinku kationov) na kovalentný charakter iónovej väzby, tepelnú stálosť, rozpustnosť a hydrolyzu solí prvkov 2. skupiny. Posúďte schopnosť jednotlivých prvkov tvoriť komplexy a organokovové zlúčeniny.
- c. Vysvetlite, prečo soli Mg^{II} majú sklon tvoriť hydráty s veľkým počtom molekúl vody (napr. $MgSO_4 \cdot 7H_2O$).
- d. Uveďte príklady diagonálnej podobnosti Li a Mg.
- e. Uveďte príklady diagonálnej podobnosti Be a Al.
- f. Ako sa chémia Mg líši od chémie kovov alk. zemín (Ca, Sr a Ba). Vysvetlite.

104. Reaktivita prvkov 2. skupiny.

- a. Napíšte rovnice chemických reakcií kovov druhej skupiny s vodou a kyslíkom.
- b. 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.
- c. Be tvorí s uhlíkom karbid berýlnatý Be_2C . Vápnik tvorí s uhlíkom dikarbid vápenatý CaC_2 . Napíšte reakcie ich prípravy z BeO a MgO . Uveďte rozdiely v štruktúre uvedených karbidov.
- d. Napíšte rovnice reakcií Be_2C , CaC_2 a $CaCN_2$ s vodou.
- e. 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.

105. Výroba a využitie prvkov 2. skupiny.

- a. Opíšte postup pri príprave horčička 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 elektrolyze taveniny $MgCl_2$.
- b. Uveďte možnosti komerčného využitia Mg, $Mg(OH)_2$ a $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.
- c. Rovnicami reakcií vyjadrite prípravu $CaCO_3$ (súčasť stavebnej malty) z páleného vápna CaO .
- d. Napíšte rovnicu prípravy plynného HF z kazivca CaF_2 .

106. Príprava a vlastnosti halogenidov prvkov 2. skupiny.

- a. 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?
- b. 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. $MgCl_2 \cdot 6H_2O$.
- c. Uveďte tvar molekúl, ktoré sa vyskytujú v plynnom chloride berýlnatom. Aký typ štruktúry bude mať tuhý $BeCl_2$? Vysvetlite Lewisovu kyslosť $BeCl_2$.
- a. Aký typ štruktúry predpokladáte v prípade bezvodých halogenidov MCl_2 , MBr_2 a MI_2 ($M = Ca, Sr$ a Ba).

107. Príprava a vlastnosti oxidov a hydroxidov prvkov 2. skupiny.

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

108. Príprava a vlastnosti uhličitanov a hydrogenuhličitanov prvkov 2. skupiny.

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