

PROGRAM VÝUČBY PREDMETU ANORGANICKÁ CHÉMIA I
(Chémia, medicínska chémia a chemické materiály – denné štúdium, 3 / 2)
Garant predmetu: Prof. Ing. Peter Segľa, DrSc.

1 HARMONOGRAM ZIMNÉHO SEMESTRA 2024/2025

Výučba: 16. 9. 2024 – 13. 12. 2024

Zimné prázdniny: 23. 12. 2024 – 05. 01. 2025

Skúškové obdobie: 16. 12. 2024 – 20. 12. 2024 a 6.1.2025 – 14. 2. 2025

V piatok 1. 11. 2024 je štátny sviatok.

2 HARMONOGRAM VÝUČBY A PRIEBEŽNÝCH KONTROL

Rozsah prednášok: 13 týždňov, 3 hodiny týždenne, spolu 39 hodín. Rozsah cvičení: 13 týždňov, 2 hodiny týždenne, spolu 26 hodín.

Týždeň		Prednášky	Cvičenia	Priebežná kontrola*
1.	16. 9. až 20. 9.	Elektrónový obal atómu. Periodický systém prvkov. (Doc. Pavlík)	Chemické vzorce. Názvoslovie anorganických zlúčenín. Chemické reakcie.	
2.	23. 9. až 27. 9.	Chemická väzba. (Doc. Pavlík)	Elektrónový obal atómu. Periodický systém prvkov.	
3.	30. 9. až 4. 10.	Elektrónový štruktúrny vzorec. (Doc. Švorec)	Chemická väzba.	
4.	7. 10. až 11. 10.	VSEPR a tvar častíc. Polarita molekúl. (Doc. Švorec)	Elektrónový štruktúrny vzorec.	
5.	14. 10. až 18. 10.	Štruktúra látok v tuhom skupenstve. Iónová väzba v tuhých látkach. Kovová väzba, štruktúra kovov. (Doc. Jorík)	VSEPR a tvar častíc. Polarita molekúl.	
6.	21. 10. až 25. 10.	Termodynamika a kinetika chemických reakcií. (Ing. Tatarko)	Štruktúra látok v tuhom skupenstve. Iónová väzba v tuhých látkach. Kovová väzba, štruktúra kovov.	Test S1 10 bodov 30 minút
7.	28. 10. až 31. 10.	Sústavy chemických látok – roztoky. Acidobázické reakcie I. (Doc. Švorec)	Termodynamika a kinetika chemických reakcií.	
8.	4. 11. až 8. 11.	Acidobázické reakcie II. Vylučovacie reakcie. (Doc. Švorec)	Sústavy chemických látok – roztoky. Acidobázické reakcie I.	
9.	11. 11. až 15. 11.	Redoxné reakcie. (Ing. Tatarko)	Acidobázické reakcie II. Vylučovacie reakcie.	Test S2 15,5 bodov 30 minút
10.	18. 11. až 22. 11.	Periodické trendy vo vlastnostiach prvkov a zlúčenín. Vzácné plyny. (Prof. Segľa)	Redoxné reakcie.	
11.	25. 11. až 29. 11.	Vodík. (Prof. Segľa)	Periodické trendy vo vlastnostiach prvkov a zlúčenín. Vzácné plyny.	
12.	2. 12. až 6. 12.	Alkalické kovy. (Doc. Jorík)	Vodík. Alkalické kovy.	Test S3 14,5 bodov 30 minút
13.	9. 12. až 13. 12.	Be a Mg. Kovy alkalických zemín. Konzultácie. Organizácia skúškového obdobia. (Doc. Jorík, Prof. Segľa)	Be a Mg. Kovy alkalických zemín.	Náhrada testov S1 až S3

* Priebežné skúškové písomné testy S1, S2 a S3 sa píšú v rámci cvičenia. Náhrady testov S1, S2 a S3 sa píšú tiež v rámci cvičenia.

3 ČASOVÝ ROZVRH A OSNOVA PREDNÁŠOK (Rozsah: 13 týždňov, 3 hodiny týždenne, spolu 39 hodín)

Týždeň		Prednášky
1.	16. 9. až 20. 9.	Elektrónový obal atómu: Základy kvantovej mechaniky: princíp neurčitosti, vlnové funkcie, Schrödingerova rovnica, atóm vodíka a ďalšie jedoelektrónové sústavy, viacelektrónové atómy. Periodický systém prvkov: Chemická periodicita: periodický zákon, klasifikácia prvkov podľa elektrónovej konfigurácie ich atómov. Periodicita atómových vlastností: efektívny náboj jadra, atómový polomer, iónový polomer, ionizačná energia, elektrónová afinita, elektronegativita.
2.	23. 9. až 27. 9.	Chemická väzba: Fyzikálna podstata chemickej väzby. Typy chemických väzieb. Kovalentná a iónová chemická väzba. Viacentrová kovalentná väzba a kovová väzba. Väzbový trojuholník a van Arkelov-Ketelaarov trojuholník. Ďalšie typy chemických väzieb a medzimolekulové interakcie. Metódy opisu kovalentnej chemickej väzby. Metóda MO a energetické stavy molekúl. Metóda VB a tvary molekúl.
3.	30. 9. až 4. 10.	Elektrónový štruktúrny vzorec: Lewisov väzbový model. Elektrónové štruktúrne vzorce. Rezonančné elektrónové štruktúrne vzorce. Formálny náboj. Výnimky z oktetového pravidla.
4.	7. 10. až 11. 10.	VSEPR a tvar častíc: Metóda odpudzovania valenčných elektrónových párov – VSEPR. Určenie tvaru pomocou VSEPR. Polarita molekúl.
5.	14. 10. až 18. 10.	Štruktúra látok v tuhom skupenstve: Kryštál a kryštálová štruktúra. Polymorfia tuhých kryštalických látok. Poruchy a nestechiometria v reálnej kryštálovej štruktúre. Štruktúra látok v tuhom skupenstve. Iónová väzba v tuhých látkach: Iónová väzba. Hydratované soli, kryštalohydráty. Izoštruktúrne iónové zlúčeniny. Termická stabilita iónových zlúčenín. Rozpustnosť iónových zlúčenín. Kovová väzba, štruktúra kovov: Kovová väzba. Štruktúry kovov. Zliatiny.
6.	21. 10. až 25. 10.	Termodynamika a kinetika chemických reakcií: Základné pojmy termodynamiky. Prvý zákon termodynamiky. Entalpia. Termochemické zákony. Energia chemickej väzby. Mriežková energia. Druhý zákon termodynamiky. Entropia. Gibbsova energia. Chemická rovnováha. Kinetika chemických reakcií.
7.	28. 10. až 31. 10.	Sústavy chemických látok – roztoky: Rozpúšťadlá. Medzimolekulové interakcie a vznik roztokov. Vlastnosti roztokov. Rozpustnosť látok, nasýtený roztok. Kryštalizácia látok z roztokov. Acidobázické reakcie I: Arrheniova teória kyselín a zásad. Brønstedova teória kyselín a zásad.
8.	4. 11. až 8. 11.	Acidobázické reakcie II: Lewisova teória kyselín a zásad. Komplexotvorné reakcie. Vylučovacie reakcie: Klasifikácia vylučovacích reakcií. Rovnováhy pri rozpúšťaní málo rozpustných látok.
9.	11. 11. až 15. 11.	Redoxné reakcie: Štandardný elektródový potenciál. Štandardný redoxný potenciál. Grafické vyjadrenia redoxných dejov. Zápis polreakcií. Určovanie stechiometrických koeficientov redoxných reakcií. Faktory ovplyvňujúce priebeh redoxných reakcií. Reakcie kovov s kyselinami.
10.	18. 11. až 22. 11.	Periodické trendy vo vlastnostiach prvkov a zlúčenín: Fyzikálne a chemické vlastnosti neprechodných prvkov a ich zlúčenín – trendy v skupinách a periódach. Trendy v acidobázických vlastnostiach oxidov 2. a 3. periódy (v maximálnom oxidačnom stave prvku), oxidov 15. skupiny (v maximálnom oxidačnom stave prvku), molekulových hydridov 2. a 3. periódy. Rozdiely vo vlastnostiach prvkov 2. periódy v porovnaní s prvkami ostatných periód. Vzácne plyny: Vlastnosti atómov vzácnych plynov. Vzácne plyny ako jednoduché látky. Jedinečné vlastnosti hélia. Výskyt, výroba a použitie vzácnych plynov. Zlúčeniny vzácnych plynov – fluoridy a oxidy xenónu. Aktuálna téma: Chémia ako veda 21. storočia?
11.	25. 11. až 29. 11.	Vodík: Umiestnenie vodíka v periodickej tabuľke, spôsob väzby, výskyt vodíka. Izotopy vodíka. Vlastnosti a laboratórna príprava vodíka. Výroba a použitie vodíka. Hydridy – molekulové (kovalentné) hydridy, iónové hydridy a kovové hydridy. Voda a vodíková väzba. Hydráty (klatráty) vzácnych plynov, metánu a oxidu uhličitého. Biologické aspekty vodíkovej väzby. Aktuálna téma: Energetické zdroje budúcnosti založené na báze vodíka („hydrogen economy“).

Týždeň		Prednášky
12.	2. 12. až 6. 12.	Alkalické kovy: Trendy v skupine. Charakteristické črty zlúčenín alkalických kovov. Rozpustnosť solí alkalických kovov. Lítium. Sodík. Draslík. Oxidy, peroxidy a hyperoxidy. Hydroxidy. Chlorid sodný. Chlorid draselný. Uhlíčan sodný. Hydrogenuhlíčan sodný. Reakcie v kvapalnom amoniaku. Amónny kation ako pseudoalkalický kovový ión. Biologické aspekty. Aktuálna téma: Koordináčne zlúčeniny alkalických kovov – koronáty a kryptáty.
13.	9. 12. až 13. 12.	Be a Mg. Kovy alkalických zemín. Trendy v skupine. Charakteristické črty zlúčenín kovov alkalických zemín. Berýlium. Horčík. Vápnik a bárium. Oxidy. Uhlíčan vápenatý. Cement. Chlorid vápenatý. Síran vápenatý. Acetylid vápenatý. Biologické aspekty. Aktuálna téma: Ako vznikol dolomit? Vznik vápencových jaskýň. Využite bežných zlúčenín NaCl a CaO. Konzultácie. Organizácia skúškového obdobia.

Literatúra

1. Segľa P., Potočná I., Jorík V., Pavlík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Základy anorganickej chémie*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 602 strán, ISBN 978-80-8208-029-5, 2019.
2. Segľa P., Potočná I., Jorík V., Pavlík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Základy anorganickej chémie, Príklady*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 156 strán, 978-80-8208-030-1, 2019.
3. Kohout J., Melník M.: *Anorganická chémia I.*, CHTF STU, 1997.
4. Šima, J., Koman M., Kotočová A., Segľa P., Tatarko M., Valigura D.: *Anorganická chémia*, FCHPT STU, 2009.
5. Segľa P., Jorík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Vodík a prvky 16. až 18. skupiny*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 332 strán, ISBN 978-80-89597-30-7, 2015.
6. Segľa P., Jorík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Vodík a prvky 16. až 18. skupiny, prvky 13. až 15. skupiny, Odpovede k neriešeným príkladom*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 84 strán, 978-80-89597-75-8, 2017.
7. Zikmund M.: *Ako tvoriť názvy v anorganickej chémii*, Slovenské pedagogické nakladateľstvo, Bratislava 1995.
8. Ondrejovič G., Boča R., Jóna E., Langfelderová H., Valigura D.: *Anorganická chémia II*, Vydavateľstvo STU, Bratislava 1995.

Odporúčaná literatúra

9. Rayner-Canham G., Overton T.: *Descriptive Inorganic Chemistry*, 5th edition, W.H. Freeman and Company, New York, 2010.
10. Brown T., LeMay E. Jr., Bursten B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M.: *Chemistry the central science*, Pearson, Education, Inc., 13th, 2015.
11. Housecroft E. C., Sharpe A.G.: *Anorganická chemie*, VŠCHT Praha, 2014.
11. Shriver D., Weller M., Overton T., Rourke J., Armstrong F.: *Inorganic Chemistry*, Oxford University Press, 6th, 2014.
12. Valigura D. a kol.: *Chemické tabuľky*, FCHPT STU, 2011.
13. Sirota A., Adamkovič E.: *Názvoslovie anorganických látok*, MC Bratislava, 2002.
14. Mašlejová A. a kol.: *Výpočty v anorganickej chémii*, CHTF STU, Bratislava, 2012.
15. Langfelderová H. a kol.: *Anorganická chémia – Príklady a úlohy*, ALFA, 1990.
16. Greenwood N. N., Earnshaw A.: *Chemie prvků I, II*, Informatorium, Praha 1993; *Chemistry of the Elements*. Pergamon Press, 1985.
17. Heslop R. B., Jones K.: *Anorganická chemie. Průvodce pro pokročilé studium*, (Inorganic Chemistry. A Guide to Advanced Study). SNTL, Praha 1982.
18. Gažo J., Kohout J., Serátor M., Šramko T., Zikmund M.: *Všeobecná a anorganická chémia*, Alfa, Bratislava 1981.
19. Cotton F. A., Wilkinson G.: *Anorganická chemie. Souborné zpracování pro pokročilé*, (Advanced Inorganic Chemistry). Academia, Praha 1973.
20. Ferenčík M., Škárka B., Novák M., Turecký L.: *Biochémia*, Slovak Academic Press, Bratislava 2000.
21. Melicherčík M., Melicherčíková D.: *Bioanorganická chémia*, Príroda 1997.

4 ČASOVÝ ROZVRH A OSNOVA CVIČENÍ (Rozsah: 13 týždňov, 2 hodiny týždenne, spolu 26 hodín)

Týždeň		Cvičenia
1.	16. 9. až 20. 9.	Chemické vzorce: Stechiometrický vzorec, molekulový vzorec, funkčný vzorec, štruktúrny vzorec a elektrónový štruktúrny vzorec. Oxidačné číslo: Význam, určovanie a použitie. Názvoslovie anorganických zlúčenín: Prvky (názvy a značky prvkov). Anióny (názvy jednoatómových a polyatómových aniónov toho istého prvku. Hydridoanióny, viacprvkové anióny pseudobinárnych zlúčenín). Katióny (názvy jednoatómových a polyatómových katiónov toho istého prvku, hydridokatióny. Katiónové alebo neutrálne atómové skupiny. Binárne a pseudobinárne zlúčeniny. Ternárne a kvarterné zlúčeniny, nevalenčné zlúčeniny. Hydridy, halogenovodíky a pseudohalogenovodíky. Oxokyseliny, viacjadrové oxokyseliny, peroxykyseliny, soli, zmiešané soli a hydrogensoli, hydráty. Chemické reakcie: Klasifikácia chemických reakcií. Zápis chemických rovníc.
2.	23. 9. až 27. 9.	Elektrónový obal atómu: Nevyhnutné minimum poznatkov. Vlnové funkcie, Schrödingerova rovnica. Viacelektrónové atómy. Efektívny náboj jadra. Atómový polomer. Iónový polomer. Ionizačná energia. Elektrónová afinita.
3.	30. 9. až 4. 10.	Chemická väzba: Nevyhnutné minimum poznatkov. Typy chemických väzieb. Kovalentná väzba. Medzimolekulové interakcie. Metóda MO a energetické stavy molekúl. MO diagramy homonukleárných dvojatómových častíc prvkov druhej periódy. MO diagramy heteronukleárných dvojatómových častíc prvkov druhej periódy. Hybridizácia.
4.	7. 10. až 11. 10.	Elektrónový štruktúrny vzorec: Nevyhnutné minimum poznatkov. Elektrónové štruktúrne vzorce. Rezonančné elektrónové štruktúrne vzorce. Elektrónové štruktúrne vzorce, oktetové pravidlo a jeho výnimky.
5.	14. 10. až 18. 10.	VSEPR a tvar častíc: Elektrónové štruktúrne vzorce a väzbový poriadok. Metóda odpudzovania valenčných elektrónových párov – VSEPR. Polarita molekúl.
6.	21. 10. až 25. 10.	Štruktúra látok v tuhom skupenstve: Nevyhnutné minimum poznatkov. Základné pojmy z kryštalografie. Štruktúra látok v tuhom skupenstve. Iónová väzba v tuhých látkach: Nevyhnutné minimum poznatkov. Iónová väzba. Hydratované soli, kryštalohydráty. Izoštruktúrne iónové zlúčeniny. Termická stabilita iónových zlúčenín. Rozpustnosť iónových zlúčenín. Kovová väzba, štruktúra kovov: Nevyhnutné minimum poznatkov. Kovová väzba. Teória elektrónového plynu. Pásová teória. Polovodiče. Štruktúra kovov. Zliatiny. Test S1 (10 bodov, 30 minút) – obsahuje názvy, vzorce, elektrónové vzorce a tvary anorganických častíc s výnimkou koordinačných a organokovových zlúčenín.
7.	28. 10. až 31. 10.	Termodynamika a kinetika chemických reakcií: Nevyhnutné minimum poznatkov. Termochemické zákony. Energia chemickej väzby. Samovoľnosť dejov. Chemická rovnováha. Princíp pohyblivej rovnováhy.
8.	4. 11. až 8. 11.	Sústavy chemických látok – roztoky. Nevyhnutné minimum poznatkov. Rozpúšťadla. Medzimolekulové interakcie a vznik roztokov. Vlastnosti roztokov. Rozpustnosť látok, nasýtený roztok. Acidobázické reakcie I: Nevyhnutné minimum poznatkov. Arrheniova teória kyselín a zásad. Brønstedova teória kyselín a zásad. Autoprotolýza protických rozpúšťadiel. Ionizačné konštanty kyselín a zásad.
9.	11. 11. až 15. 11.	Acidobázické reakcie II: Nevyhnutné minimum poznatkov. Lewisova teória kyselín a zásad. Komplexotvorné reakcie. Vylučovacie reakcie: Nevyhnutné minimum poznatkov. Rozpustnosť anorganických solí vo vode. Rovnováhy pri rozpúšťaní málo rozpustných látok. Vplyv spoločného iónu na rozpustnosť. Vplyv pH na rozpustnosť. Chemické rovnice vzniku málo rozpustných látok. Komplexné častice a rozpustnosť. Test S2 (15,5 bodov, 30 minút) – obsahuje učivo zo všeobecnej anorganickej chémie prebraté v 5. až 8. týždni na prednáškach a cvičeniach (od všeobecných pojmov po kovovú väzbu a štruktúru kovov).
10.	18. 11. až 22. 11.	Oxidačno-redukčné reakcie: Nevyhnutné minimum poznatkov. Elektródový potenciál. Galvanický článok. Elektrolýza. Disproporcionácia a synproporcionácia. Grafické vyjadrenia redoxných dejov. Zápis polreakcií. Určovanie stechiometrických koeficientov redoxných reakcií.

Týždeň		Cvičenia
11.	25. 11. až 29. 11.	Periodické trendy vo vlastnostiach prvkov a zlúčenín: Zhrnutie poznatkov o periodických vlastnostiach neprechodných prvkov a ich zlúčenín, trendy v skupinách, trendy v periódach, diagonálna podobnosť, efekt inertného elektrónového páru. Acidobázické vlastnosti oxidov a hydridov. Vzácne plyny: Zhrnutie poznatkov o vzácnych plynoch a ich zlúčeninách. Tvar a názvy častíc 18. skupiny. Vzácne plyny. Fluoridy a oxidy vzácnych plynov. Schéma rovníc reakcií xenónu a jeho zlúčenín.
12.	2. 12. až 6. 12.	Vodík: Zhrnutie poznatkov o vodíku a jeho zlúčeninách, umiestnenie vodíka v periodickej tabuľke, výskyt vodíka, izotopy vodíka, vlastnosti a laboratórna príprava vodíka, výroba a použitie vodíka. Hydridy, voda a vodíková väzba. Schéma rovníc reakcií vodíka a jeho zlúčenín. Alkalické kovy: Priemyselná výroba sodíka a draslíka. Príprava hydroxidu sodného. Soli oxokyselín, príprava Na_2CO_3, termické vlastnosti. Redukčné vlastnosti kovov, metalotermické reakcie. Reakčné schémy lítia, sodíka a draslíka. Test S3 (14,5 bodov, 30 minút) – obsahuje učivo zo všeobecnej anorganickej chémie prebraté v 8. až 11. týždni na prednáškach a cvičeniach (od termodynamiky a kinetiky chemických reakcií po oxidačno-redukčné reakcie).
13.	9. 12. až 13. 12.	Be a Mg. Kovy alkalických zemín: Osobitné postavenie berýlia v 2. skupine a jeho diagonálna podobnosť s hliníkom. Výroba horčíka z morskej vody a jeho redukčné vlastnosti. Rozpusťnosť solí kovov alkalických zemín. Technicky dôležité reakcie. Odstraňovanie prechodnej a trvalej tvrdosti vody. Tvorba málorozpusťných hydroxidov a solí oxokyselín (napr. uhličitany, sírany, fosforečnany, sulfidy) zrážacími reakciami. Reakčné schémy horčíka, vápnika a bária. Náhradné testy S1 až S3 – píše sa v termíne podľa dohody so študentami.

Literatúra

- Segľa P., Potočník I., Jorík V., Pavlík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Základy anorganickej chémie*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 602 strán, ISBN 978-80-8208-029-5, 2019.
- Segľa P., Potočník I., Jorík V., Pavlík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Základy anorganickej chémie, Príklady*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 156 strán, 978-80-8208-030-1, 2019.
- Kohout J., Melník M.: *Anorganická chémia I*, CHTF STU, 1997.
- Šima J., Koman M., Kotočová A., Segľa P., Tatarko M., Valigura, D.: *Anorganická chémia*, FCHPT STU, 2009.
- Segľa P., Jorík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Vodík a prvky 16. až 18. skupiny*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 332 strán, ISBN 978-80-89597-30-7, 2015.
- Segľa P., Jorík J., Švorec J., Tatarko M.: *Anorganická chémia – Vodík a prvky 16. až 18. skupiny, prvky 13. až 15. skupiny, Odpovede k neriešeným príkladom*, Slovenská chemická knižnica v Bratislave, 1. vydanie, 84 strán, 978-80-89597-75-8, 2017.
- Rayner-Canham G., Overton T.: *Descriptive Inorganic Chemistry*, 5th edition, W.H. Freeman and Company, New York, 2010.
- Ondrejovič G., Boča R., Jóna E., Langfelderová H., Valigura D.: *Anorganická chémia II*, Vydavateľstvo STU, Bratislava 1995.
- Zikmund M.: *Ako tvoriť názvy v anorganickej chémii*, Slovenské pedagogické nakladateľstvo, Bratislava 1995.
- Galamboš M., Tatiersky J., Krivosudský L., Rosskopfová O., Levická J.: *Názvoslovie anorganických látok*, Univerzita Komenského v Bratislave, Bratislava 2016.

5 PREDNÁŠKY

Účasť na prednáškach je nevyhnutným predpokladom úspešného zvládnutia cvičení, skúškových testov **S1, S2, S3** a **S4**, ako aj ústnej časti skúšky z Anorganickej chémie I.

6 CVIČENIA

- Účasť na cvičeniach je povinná** a je nevyhnutným predpokladom úspešného zvládnutia skúškových testov **S1, S2** a **S3**, ako aj ústnej časti skúšky z Anorganickej chémie I. **Študent môže mať najviac 2 ospravedlnené absencie na výučbe.** O opodstatnenosti ospravedlnenia a spôsobe náhrady výučby **rozhodne učiteľ cvičenia** (študijný poriadok FCHPT). Pri väčšom počte absencií ako 2 o ospravedlnení výuky a spôsobe jej náhrady **rozhoduje garant predmetu.**
- Súčasťou cvičenia je aj písanie skúškového priebežného testu **S1** (10 bodov, 30 minút) v 6. týždni (21. 10. až 25. 10.), **S2** (15,5 bodov, 30 minút) v 9. týždni (11. 11. až 15. 11.), ako aj **S3** (14,5 bodov, 30 minút) v 12. týždni (2. 12. až 6. 12.). Náhradu testov **S1** až **S3** v 13. týždni píše len tí študenti, ktorí ich nepísali z dôvodu ospravedlnenej absencie. Neúspešní študenti píše potom testy **S1** až **S3** už v rámci skúšky.
- Študent sa zúčastňuje výučby v tej študijnej skupine, do ktorej bol zaradený. V prípade absencie môže študent absolvovať cvičenie v danom týždni v ktorejkoľvek študijnej skupine so súhlasom jej učiteľa.
- Predmetom cvičenia je konzultácia tém preberaných na prednáškach a riešenie otázok, ktoré sa nachádzajú v kap. 4 tohto programu. Na cvičenie sa študenti pripravujú vopred, najlepšie po predchádzajúcej účasti na príslušnej prednáške. Využívajú pritom literatúru, ktorá je uvedená na konci kap. 3 a 4.
- Odporúča sa, aby učiteľ cvičenia vlastnými krátkymi testami priebežne kontroloval vedomosti študentov.

7 SKÚŠKY

- a) Skúška sa skladá z písomnej a ústnej časti a prebieha v dvoch dňoch. Písomnú časť skúšky tvoria testy **S1**, **S2**, **S3** a **S4**. Študenti, ktorí **nezískali** počas semestra min. 22 bodov z testov **S1** až **S3** píšú v rámci skúšky opravu týchto testov. Študenti, ktorí **získali** počas semestra 22 a viac bodov z testov **S1** až **S3** píšú v rámci skúšky už len test **S4** (40 bodov, 90 minút) a písomnú prípravu na ústnu časť skúšky (20 bodov, 40 minút), ktorá pozostáva z dvoch otázok. Jedna otázka je zo všeobecnej anorganickej chémie (10 bodov) a druhá otázka je zo systematickej anorganickej chémie (10 bodov). Po napísaní testov **S4** bude 15-minútová prestávka, po ktorej sa píše písomná príprava na ústnu časť skúšky.
- b) Vyhodnotenie skúškových testov **S1**, **S2**, **S3**, **S4** a písomnej prípravy na ústnu časť skúšky, ako aj samotná ústna časť skúšky, prebiehajú nasledujúci deň.
- c) Za distribúciu testov na písomnú a ústnu časť skúšky zodpovedá Ing. M. Tatarko, PhD.

Celkové hodnotenie a časový harmonogram skúšky uvádza nasledujúca tabuľka:

Priebežné štúdium – výsledky skúškových testov S1 až S3	40 bodov, najmenej 22 bodov, 90 minút	prvý deň, prednášková miestnosť
Písomná časť skúšky – výsledky skúškového testu S4	40 bodov, najmenej 22 bodov, 90 minút	prvý deň, prednášková miestnosť
Písomná príprava na ústnu časť skúšky	40 minút	prvý deň, prednášková miestnosť
Ústna časť skúšky	20 bodov, najmenej 12 bodov,	druhý deň, Oddelenie anorganickej chémie
Celkový počet bodov	100 bodov najmenej 56 bodov	

Študent, ktorý na skúške píše testy **S1** až **S3** **nemôže** v uvedený deň absolvovať aj test **S4** a písomnú prípravu na ústnu časť skúšky. Ak študent na skúške z testu **S4** získa 22 a viac bodov, avšak z ústnej časti skúšky získa menej ako 12 bodov, musí na ďalšom termíne skúšky písať už len písomnú prípravu na ústnu časť skúšky.

Klasifikačná stupnica

Študent sa hodnotí známkou podľa klasifikačnej stupnice STU.

Známka	Číselná hodnota	Definícia	Úspešnosť / %
A	1,0	výborne: vynikajúce výsledky len s min. chybami	92 – 100
B	1,5	veľmi dobre: nadpriemerné výsledky s menšími chybami	83 – 91
C	2,0	dobre: vcelku dobre, priemerné výsledky	74 – 82
D	2,5	uspokojivo: dobre výsledky, ale vyskytujú sa významne chyby	65 – 73
E	3,0	dostatočné: výsledky vyhovujú minimálnym kritériám	56 – 64
FX	4,0	nedostatočné: absolvovanie predmetu si vyžaduje vynaložiť ešte značné úsilie a množstvo práce zo strany študenta	0 – 55

Opätovné zapísanie a uznávanie predmetu Anorganická chémia I

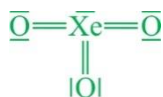
Študentom, ktorí v predchádzajúcich rokoch (max. pred 5. rokmi) už vykonali skúšku z predmetu Anorganická chémia I, uznáva predmet na základe ich žiadosti pedagogické oddelenie. Študent, ktorý si chce dať uznať predmet z predošlého štúdia, si podá žiadosť o uznanie predmetu na pedagogické oddelenie. Žiadosť posúdi dekan.

8 INFORMÁCIE, ORGANIZAČNÉ POKYNY A ODPORÚČANIA PRE ŠTUDENTOV

- a) Program výučby je študentom k dispozícii v akademickom informačnom systéme.
- b) Aktuálne informácie počas semestra a skúšobného obdobia zverejňuje garant predmetu prostredníctvom akademického informačného systému.
- c) Na skúšky konané v skúšobnom období sa študenti prihlasujú cez akademický informačný systém. Konkrétne informácie (miestnosť, čas, atď.) budú zverejnené dodatočne prostredníctvom akademického informačného systému.

1. Napíšte najpravdepodobnejší (dominantný) elektrónový štruktúrny vzorec (à 0,5 bodu), tvar (à 0,5 bodu) a názov molekúl (à 0,5 bodu).

a) XeO₃



trigonálna pyramída
oxid xenónový

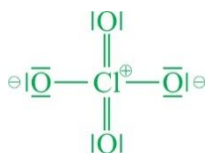
b) H₂O₂



priestorový tvar
peroxid vodíka

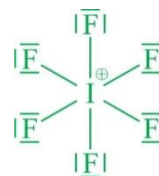
2. Napíšte najpravdepodobnejší (dominantný) elektrónový štruktúrny vzorec (à 0,5 bodu), formálne náboje (à 0,5 bodu) a názov častíc (à 0,5 bodu).

a) ClO₄⁻



anión chloristanový

b) IF₆⁺



katión hexafluorjodónia(1+),
katión hexafluorjodóniový(1+),
hexafluorjodónium(1+)

3. Napíšte najpravdepodobnejší (dominantný) elektrónový štruktúrny vzorec (à 0,5 bodu) a tvar (à 0,5 bodu) molekúl.

a) difluorid dikyslíka



priestorový tvar

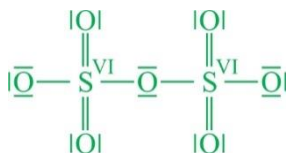
b) dichlorid-oxid siričitý, chlorid tionylu



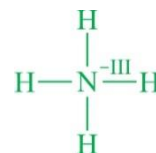
deformovaná trigonálna pyramída

4. Napíšte najpravdepodobnejší (dominantný) elektrónový štruktúrny vzorec (à 0,5 bodu) a oxidačné stavy stredových atómov (à 0,5 bodu) častíc.

a) anión disíranový(2-)



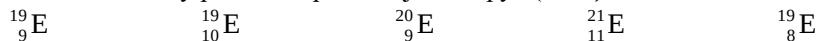
b) katión amónny



1A. Porovnajzte hmotnosť protónu, neutrónu a elektrónu. Ktoré častice podstatným spôsobom prispievajú k hmotnosti atómu, a ktoré k chemickým vlastnostiam atómu? (1 bod)

Hmotnosť protónu a neutrónu je veľmi podobná. Každá z týchto častíc má približne 1800-krát väčšiu hmotnosť ako elektrón. Hmotnosť atómu je sústredená v jadre, ktoré je tvorené protónmi a neutrónmi. Chemické vlastnosti atómu sú najviac ovplyvnené elektrónmi.

2A. Ktoré značky prvku E reprezentujú izotopy? (1bod)



Izotopmi sú ${}^{19}_9\text{E}$ a ${}^{20}_9\text{E}$, pretože majú rovnaké atómové číslo a rôzne nukleónové číslo.

3A. Elektrón v atóme má hlavné kvantové číslo $n = 2$. Napíšte všetky možné hodnoty vedľajšieho kvantového čísla l a magnetického kvantového čísla m_l pre tento elektrón. (1 bod)

$$l = 0, m_l = 0 \\ l = 1, m_l = -1, 0, 1$$

4A. Pre každý pár orbitálov vo viacelektrónovom atóme vyberte orbitál s vyššou hodnotou energie. (1,5 bodu)

a) 1s, 2s, b) 2p, 3p, c) 3d_{xy}, 3d_{xz}, d) 3s, 3d, e) 5s, 4f.

a) 2s, b) 3p, c) orbitály 3d_{xy} a 3d_{xz} sú degenerované, d) 3d, e) 4f

5A. Len s pomocou periodickej tabuľky rozhodnite, ktorý z nasledujúcich prvkov v každej štvorici je najelektronegatívnejší. (1,5 bodu)

a) As, Se, Br a I, b) Li, Be, Rb a Sr, c) Ge, As, P a Sn.

a) Br, b) Be, c) P.

Hodnoty elektronegativity sú najväčšie pre atómy prvkov nachádzajúcich sa čo najbližšie k atómu fluóru.

6A. Aký typ chemickej väzby (kovalentná, iónová, kovová) sa nachádza v CaCl₂? (1 bod)

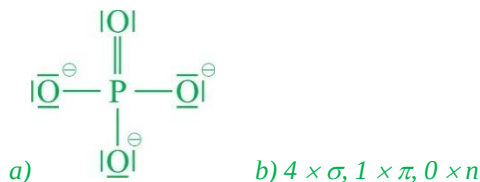
Rozdiel Paulingovej elektronegativity viazaných atómov je väčší ako 1,7, čiže nutná podmienka pre prítomnosť iónovej väzby je splnená. Keďže oxidačné číslo kationu je rovné II (teda menšie ako III), väzba v CaCl₂ je skutočne iónová.

7A. a) Napíšte skrátenú elektrónovú konfiguráciu molekuly N₂. b) Vypočítajte väzbový poriadok. Je táto molekula diamagnetická alebo paramagnetická? (2 body)

Skrátená elektrónová konfigurácia N₂ je (3σ)² (4σ)² (5π)⁴ (6σ)². Vázbový poriadok je $N = (8 - 2) / 2 = 3$. Molekula N₂ je diamagnetická.*

8A. a) Na základe formálnych nábojov navrhните najpravdepodobnejší elektrónový štruktúrny vzorec pre fosforečnanový(3-) anión. (1 bod)

b) Pre uvedený vzorec určite počet σ väzieb, π väzieb a počet voľných elektrónových párov (n) na stredovom atóme. (1 bod)



9A. a) Napíšte elektrónový štruktúrny vzorec pre molekulu kyanovodíka. (1 bod)

b) Uveďte počet elektrónových domén (SN) okolo stredového atómu a tvar molekuly. (0,5 bodu)

c) Uveďte polaritu molekuly. (0,5 bodu)

a) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ b) SN = 2, lineárny tvar, c) polárna molekula

10A. Definujte pojem základná bunka a čím je určená. (1,5 bodu)

Základná bunka je jednotkou kryštálovej štruktúry, tvorená rovnobežnostenom (kocka, kváder, štvorboký hranol,...) a jeho obsahom (atómami, molekulami alebo iónmi, prípadne ich kombináciou), pomocou ktorej môžeme kompletne opísať kryštálovú štruktúru. Základná bunka je určená šiestimi mriežkovými parametrami, ktoré sú definované dĺžkou hrán základnej bunky (a , b , c) a uhlami (α , β , γ), ktoré hrany základnej bunky zvierajú.

11A. Ktoré z nasledujúcich tvrdení sú nesprávne (môže ich byť viac): (1 bod)

- a) iónová väzba je typická pre všetky tri skupenské stavy látok,
- b) iónová väzba je sprostredkovaná príťažlivými elektrostatickými interakciami medzi kationmi a aniónmi,
- c) ióny sa správajú ako pružné gule nesúce elektrický náboj, preto sú vždy tvorené len jedným atómom,
- d) iónová väzba nemá násobný charakter, keďže ióny sú viazané elektrostatickými príťažlivými silami a nezdieľajú spoločné elektrónové páry,
- e) štruktúra iónových kryštálov je podmienená len pomerom počtu jednotlivých druhov iónov (náboj) a ich veľkosťou.

Nesprávne sú odpovede a) a c). Iónová väzba sa vyskytuje typicky v tuhých látkach s iónovou kryštálovou štruktúrou, ktorú tvoria jedno- alebo viacatómové ióny – katióny a anióny.

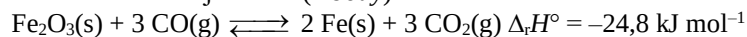
12A. Napíšte znenie prvého zákona termodynamiky. (1,5 bodu)

Vnútrotná energia uzavretej sústavy sa mení v len dôsledku prenosu energie medzi sústavou a jej okolím vo forme tepla a práce. alebo:

Vnútrotná energia izolovanej sústavy je konštantná.

$$\Delta U = q + w$$

13A. Napíšte výraz pre reakčný kvocient chemickej reakcie (2 body)



$$Q = \frac{p_r(\text{CO}_2)^3}{p_r(\text{CO})^3}; p_r = \text{relatívny parciálny tlak látky}$$

Uveďte, v ktorom smere sa posunie rovnováha tejto chemickej reakcie (v smere produktov alebo reaktantov)

a) ak zvýšime teplotu,

b) ak znížime tlak,

c) ak odoberieme časť CO_2 ,

v smere reaktantov.

nezmení sa.

v smere produktov.

d) ak pridáme CO ,

e) ak pridáme Fe_2O_3 .

v smere produktov.

nezmení sa.

14A. Definujte Arrheniovu kyselinu a uveďte príklad. (1 bod)

Arrheniova kyselina je zlúčenina, ktorá vo vodnom roztoku ionizuje za vzniku oxóniového katiónu H_3O^+ . Arrheniovou kyselinou je napr. HCl :



15A. Napíšte v stavovom tvare reakciu solí slabých kyselín

a) CaCO_3

b) FeS

so silnou kyselinou HCl . (2 body)

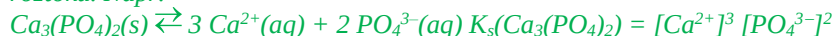


16A. Čo musí spĺňať atóm, molekula alebo ión aby reagovali ako Lewisove kyseliny? (1,5 boda)

Atóm, molekula alebo ión musia mať vhodný prázdny orbitál, ktorý je schopný prijať elektrónový pár od Lewisovej zásady.

17A. Akú reakciu charakterizuje konštanta (súčin) rozpustnosti K_s ? Napíšte túto reakciu ako aj K_s pre $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. (2 body)

Konštanta (súčin) rozpustnosti K_s charakterizuje rovnováhu rozpúšťania málo rozpustného elektrolytu (soli) za vzniku nasýteného roztoku. Napr.



18A. Uveďte dve málo rozpustné soli, ktoré sa po okyslení nasýteného vodného roztoku a zrazeniny tejto soli nerozpúšťajú. Aké sú acidobázické vlastnosti aniónov týchto solí? (1 bod)

Sú to soli silných kyselín, ako napr. AgI a BaSO_4 . Anióny I^- a SO_4^{2-} sú veľmi slabo zásadité anióny, preto vo vode ani v kyslom roztoku nehydrolyzujú. Okyslenie nasýteného vodného roztoku a zrazeniny uvedených soli teda nespôsobí ich rozpúšťanie.

19A. Na základe redoxných potenciálov $E(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = -0,82 \text{ V}$ a $E(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,662 \text{ V}$

a) napíšte rovnicu redoxnej reakcie, ktorá je samovoľná. (1 bod)

prvá polreakcia: $2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

druhá polreakcia: $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$

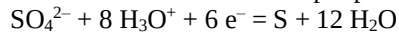
$E(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = -0,82 \text{ V} > E(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,662 \text{ V}$

výsledná redoxná reakcia: $2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Uveďte, čo je oxidovadlo a redukovadlo v tejto redoxnej reakcii. (1 bod)

Oxidovadlo je oxóniový kation, redukovadlo je hliník.

20A. a) Napíšte Nernstovu-Petersovu rovnicu pre polreakciu (1 bod)



$$E(\text{SO}_4^{2-}|\text{S}) = E^\circ(\text{SO}_4^{2-}|\text{S}) + \frac{RT}{6F} \ln c_r(\text{SO}_4^{2-}) c_r(\text{H}_3\text{O}^+)^8$$

b) Uveďte, či jej redoxný potenciál závisí od pH. (0,5 bodu)

Redoxný potenciál závisí od pH, lebo v Nernstovej-Petersovej rovnici vystupuje H_3O^+ .

1A. Na základe postavenia prvkov v periodickej tabuľke zorad'te nasledujúce atómy 3. periódy v poradí klesajúceho atómového polomeru: Al, Si, P, S, a Cl. (2 body)

$r(\text{Al}) > r(\text{Si}) > r(\text{P}) > r(\text{S}) > r(\text{Cl})$. Atómový polomer klesá v perióde zľava doprava (obr. 1.5 a 1.6).

2A. Zorad'te častice v nasledujúcich skupinách podľa vzrastajúcej prvej ionizačnej energie. (2 body)

a) O, O^{2-} , F, b) C, Si, N, c) Te, Ru, Sr.

a) $\text{O}^{2-} < \text{O} < \text{F}$, b) $\text{Si} < \text{C} < \text{N}$, c) $\text{Sr} < \text{Ru} < \text{Te}$.

3A. Ktorý z nasledujúcich atómov je najľahšie polarizovateľný: C, Si a Ge? (1 bod)

Atóm Ge, lebo je najväčší

4A. Pre ktorý z halogenidov NaCl alebo NaI predpokladáte vyššiu teplotu topenia? (1 bod)

NaCl, pretože chloridový anión je menší ako jodidový anión, v prípade NaCl očakávame väčšie príťažlivé sily. $t_f(\text{NaCl}) = 801^\circ\text{C}$, $t_f(\text{NaI}) = 661^\circ\text{C}$.

5A. a) Pre každú z nasledujúcich látok – PH_3 , N_2O_4 , N_2 , AlBr_3 , RbOH – uveďte najsilnejšie príťažlivé sily v tuhom stave. Na základe relatívnej veľkosti týchto síl zorad'te tieto látky v poradí stúpajúcej teploty topenia/varu.

b) Aký bude rozdiel medzi teplotou topenia a varu (veľký alebo malý) v prípade N_2 , resp. RbOH ? (2 body)

a) Príťažlivé sily sú silnejšie pre iónové ako pre molekulové zlúčeniny, takže pre iónový RbOH očakávame najvyššiu teplotu topenia/varu. Veľkosť medzimolekulových síl ostatných zlúčenín závisí na mólvej hmotnosti, polarite a vodíkových väzbách. Teplota varu N_2 bude najnižšia, pretože ide o nepolárnu molekulu s disperznými silami. Zvyšné tri zlúčeniny sú molekulové a dajú sa zoradiť na základe mólvej hmotnosti. Predpokladané poradie podľa stúpajúcich hodnôt teploty topenia/varu pre tieto tri zlúčeniny je nasledovné: PH_3 , N_2O_4 a AlBr_3 . Tabuľkové hodnoty teploty topenia/varu potvrdzujú predchádzajúce predpoklady: $t_f / t_v(\text{N}_2, -210 / -196^\circ\text{C}) < t_f / t_v(\text{PH}_3, -134 / -88^\circ\text{C}) < t_f / t_v(\text{N}_2\text{O}_4, -9,3 / 21,2^\circ\text{C}) < t_f / t_v(\text{AlBr}_3, 98 / 255^\circ\text{C}) < t_f / t_v(\text{RbOH}, 301 / 1390^\circ\text{C})$.

b) Rozdiel medzi teplotou topenia a teplotou varu v prípade nepolárnej molekuly N_2 je pomerne malý. Nepolárne látky jestvujú v kvapalnom stave len v úzkom teplotnom intervale. Naopak, v prípade iónovej zlúčeniny RbOH bude rozdiel medzi teplotou topenia a teplotou varu veľký.

6A. Vyjadrite znamienkami nerovnosti stálosť oxidačných stavov Ge^{II} , Sn^{II} , Pb^{II} . (2 body)

$\text{Ge}^{\text{II}} < \text{Sn}^{\text{II}} < \text{Pb}^{\text{II}}$

7A. Ktoré trendy správne vyjadrujú zmenu prvej ionizačnej energie a atómových polomerov vzácnych plynov. (2 body)

a) I_1 : $\text{He} > \text{Ne} > \text{Ar} > \text{Kr} > \text{Xe}$ r_a : $\text{He} > \text{Ne} > \text{Ar} > \text{Kr} > \text{Xe}$

b) I_1 : $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar} < \text{Kr} < \text{Xe}$ r_a : $\text{He} > \text{Ne} > \text{Ar} > \text{Kr} > \text{Xe}$

c) I_1 : $\text{He} > \text{Ne} > \text{Ar} > \text{Kr} > \text{Xe}$ r_a : $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar} < \text{Kr} < \text{Xe}$

d) I_1 : $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar} < \text{Kr} < \text{Xe}$ r_a : $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar} < \text{Kr} < \text{Xe}$

Správne je c)

8A. Bola potvrdená existencia svetlozeleného katiónu dixenónu(1+), Xe_2^+ . Vypočítajte väzbový poriadok pre tento ión. (2 body)

Väzbový poriadok je 0,5.

9A. Ktoré z nasledujúcich tvrdení o tvare častíc je nesprávne? (2 body)

a) $[\text{XeF}_5]^-$, pentagonálne planárny, b) XeO_3 , trigonálne planárny, c) XeF_4 , štvorcovo planárny, d) $[\text{XeF}_3]^+$, tvar T

Nesprávne je b)

10A. Ktoré z nasledujúcich tvrdení o tvare častíc je správne? (2 body)

a) XeO_3 , trigonálne pyramídálny; XeF_4 , štvorcovo-planárny,

b) XeO_3 , trigonálne planárny; XeF_4 , štvorcovo-planárny,

c) XeO_3 , trigonálne pyramídálny; XeF_4 , tetraedrický,

d) XeO_3 , trigonálne planárny; XeF_4 , tetraedrický.

Správne je a)

a) X = acetonitril CH_3CN a Y = toluén $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$
b) X = tetrahydrofurán $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ a Y = dietyléter $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{O}$
c) X = etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ a Y = etylamin $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$
d) X = dietyléter $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{O}$ a Y = dibutyléter $(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2)_2\text{O}$

19A. Na základe umiestnenia prvkov 1 až 4 v periodickej tabuľke (4 body)

a) napíšte vzorec najjednoduchšieho binárneho hydridu pre každý prvok,

b) uved'te, hydrid ktorého z uvedených prvkov má najnižšiu teplotu varu,

c) ktoré z uvedených hydridov reagujú s vodou za vzniku plynného vodíka a napíšte príslušné reakcie v stavovom iónovom tvare,

d) ktorý z uvedených hydridov reaguje s vodou za vzniku kyslého roztoku a ktorý za vzniku zásaditého roztoku.

20A. V stavovom tvare napíšte rovnice zodpovedajúce chemickým reakciám v reakčných schémach. (3 body)



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 fáz, 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 stechiometrický, 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 stechiometrickom 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 emisía, 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 zlúčenín.

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 Waalove 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.
- Áká 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 uvedte tri príklady.
- Vysvetlite, čo vyjadruje Lewisov symbol pre atóm prvku. Ako príklad uvedte Lewisov symbol pre atóm dusíka a nitridový anión. Uvedte 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 uvedte príklady častíc, v ktorých stredové atómy spĺňajú tieto pravidlá.
- Uvedte elektrónový štruktúrny vzorec pre častice ICl_4^- a KrF_2 . Na ich príklade vysvetlite, čo sú to molekuly a ióny s rozšírenou valenčnou vrstvou.
- Uvedte elektrónový štruktúrny vzorec pre molekuly BeF_2 a SF_2 . Ktorá z molekúl je príkladom elektrónovo deficitnej molekuly. Zdôvodnite.
- Uvedte 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 $HClO$.
- Uvedte 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 uvedte 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.

- Uvedte tri hlavné skupiny tvarov častíc. Aké jednotlivé molekulové tvary patria do týchto skupín.
- Diskutujte, aké poznáme tvary častíc s viacerými stredovými atómami.
- Uvedte 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 kryštálovej štruktúre. Vysvetlite pojem mriežkové parametre a ako súvisia so základnou bunkou.
- Uveďte rozdiel medzi kryštálovou štruktúrou a kryštálovou (priestorovou) mriežkou. Ukážte porovnaním významu pojmu základnej bunky pre kryštálovú štruktúru a kryštálovú (priestorovú) mriežku.
- Čo reprezentuje uzlový bod v kryštálovej (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 kryštálovej 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.

- a. Definujte kovovú väzbu a vymenujte jej charakteristické znaky.
- b. Ktoré typické vlastnosti kovov (ktoré ich odlišujú od nekovov) sú zapríčinené kovovou väzbou?
- c. Opíšte stav elektrónov v kove.

37. Teórie kovovej väzby, pevnosť kovovej väzby.

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

38. Polovodiče.

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

39. Kryštalová štruktúra kovov, zliatiny.

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

40. Termodynamická sústava

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

41. Prvý zákon termodynamiky

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

42. Entalpia

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

43. Samovoľnosť chemických dejov

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

44. Chemická rovnováha

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

45. Termodynamika roztokov

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

46. Chemická kinetika

- a. Rýchlosť chemickej reakcie, rýchlosť úbytku koncentrácie, rýchlostná rovnica, rýchlostná konštanta, poriadok reakcie.
- b. Arrheniova rovnica, aktivačná energia.
- c. 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.

- a. Objasnite pojem rozpustnosť. Nasýtený roztok, krivka rozpustnosti, vyjadrenie rozpustnosti látok.
- b. Rozpúšťanie polárnych a nepolárnych molekulových zlúčenín. Vysvetlite vzájomnú miešateľnosť chloridu uhličitého CCl_4 , októanu 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:
- $$\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$
- $$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- 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 solí.
- 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. 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 oxokyselín $H_nX_kO_{m+n}$ s počtom koncových atómov kyslíka m ?
- Ako sa mení sila viacštytných kyselín s rastúcim počtom odštiepených kationov vodíka?
- Posúďte silu karboxylových kyselín.
- Posúďte zásaditosť organických amínov. Porovnajme 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^{z+} 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 BCl_3 a $AlCl_3$, BF_3 a BCl_3 .
- Porovnajme 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? 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?
- Napište 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 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

- a. Čo je to elektrolytický článok, katóda, anóda.
- b. Prvý a druhý Faradayov zákon, elektrochemický ekvivalent, Faradayova konštanta. Vyjadrite graficky Faradayov zákon – závislosť množstva vylúčenej látky od náboja.
- c. 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

- a. Čo je to elektróda? Čo je to elektródový potenciál?
- b. Štandardná vodíková elektróda, definícia (nákres). Elektrochemický rad napätia kovov.
- c. Čo je to galvanický článok? Čo je v jeho prípade katóda a anóda?
- d. Nernstova rovnica a význam veličín, ktoré obsahuje.
- e. Na príklade vysvetlite, čo je to cementácia.

65. Redoxný potenciál

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

66. Samovoľnosť priebehu redoxných reakcií

- a. Reakčná Gibbsova energia redoxných reakcií.
- b. Vzťah medzi reakčnou Gibbsovou energiou redoxnej reakcie a rozdielom redoxných potenciálov polreakcií.
- c. Vysvetlite na príklade, v ktorom použijete $E(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) > 0$ a $E(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) < 0$.

67. Latimerov diagram

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

68. Frostov diagram

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

Systematická anorganická chémia

69. Periodický zákon.

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

70. Kovový charakter prvkov.

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

71. Trendy v skupinách: 1. a 2. skupina.

- a. V prípade ktorých skupín neprechodných prvkov očakávame jednoznačné skupinové trendy. Naopak, pre ktoré skupiny neprechodných prvkov sú skupinové trendy nejednoznačné?
- b. 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.
- c. Napíšte produkty, ktoré vznikajú reakciou alkalických kovov a kovov 2. skupiny s kyslíkom.

72. Trendy v skupinách: 17. a 15. skupina.

- a. Ako sa mení teplota topenia (varu) halogénov? Ako sa mení reaktivita halogénov?
- b. Ako sa menia vlastnosti prvkov 15. skupiny?

73. Diagonálna podobnosť.

- a. Charakterizujte diagonálnu podobnosť. Na základe čoho ju vysvetľujeme?
- b. 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 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.

86. Oxidy xenónu.

- Čo viete povedať o termodynamickej 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 tautomézie 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 redukovadlo. 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 uhľnatého 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 polarite 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. Porovnajte 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?
- Napište 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. Napište 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.
- Napište rovnicu reakcie tuhého hyperoxidu cézneho s vodou.
- Napište rovnicu reakcie zohrievania tuhého hydrogenuhličitanu sodného.
- Napište 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?
- Napište rovnice reakcií $NaOH$ s plyným 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 .
- Napište rovnicu prípravy hydrogenuhličitanu sodného ako aj možnosti jeho komerčného využitia.

103. Vlastnosti prvkov 2. skupiny.

- a. Porovnajzte 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 katiónov) na kovalentný charakter iónovej väzby, tepelnú stálosť, rozpustnosť a hydrolýzu 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 navrhните 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. Porovnajzte 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?