Požadavky ke zkoušce z Fyzikální chemie II, Velebudice 2005–6

1. Molekulární model ideálního plynu, tlak plynu z kinetické teorie, kinetická energie molekul a teplota, ekvipartiční teorém.

2. Stavové chování reálných plynů. Mezimolekulární síly – kvalitativně. Kompresibilitní faktor, viriálový rozvoj, Boyleova teplota. Van der Waalsova stavová rovnice a interpretace členů, příbuzné rovnice, vztah k viriálovému rozvoji.

3. Kondenzace plynu a kritický bod. p–V–T diagram. Tlak nasycených par, pojem kritického bodu a jeho popis pomocí stavových rovnic, kontinuita plynného a kapalného stavu.

4. Teorém korespondujících stavů, redukované veličiny, generalizovaný diagram.

5. Stavové chování plynných směsí. Směs ideálních plynů. Parciální tlak, Daltonův a Amagatův zákon pro reálné plyny, stavové rovnice (viriálová a van der Waalsova typu), směšovací a kombinační pravidla, teorém korespondujících stavů.

6. Stavové chování kapalin. Popis pomocí koeficientu izotermické stlačitelnosti a koeficientu izobarické roztažnosti.

7. Termochemie. Reakční teplo, standardní reakční entalpie, standardní reakční vnitřní energie, standardní slučovací entalpie, standardní spalná entalpie. Hessův zákon.

8. Obecná entalpická bilance, adiabatická teplota reakce, Kirchhoffův zákon.

9. Spojené formulace první a druhé věty termodynamické, Gibbsovy rovnice. Gibbsova energie, vztah pro přírůstek Gibbsovy energie pro uzavřený i otevřený systém, pro obecnou (i neobjemovou) práci. Rovnováha a Gibbsova energie.

10. Entropie a třetí věta termodynamická. Změny entropie s teplotou, tlakem a objemem. Odvození vztahů pro ideální a reálný plyn. Změna entropie při vratných fázových přechodech.

11. Změny termodynamických veličin s teplotou, tlakem a objemem. Změna vnitřní energie a entalpie pro ideální a reálný plyn. Rozdíl tepelných kapacit za konstantního tlaku a objemu.

12. Změny termodynamických veličin při nevratných dějích. Míšení ideálních plynů, nevratný fázový přechod.

13. Jouleův-Thomsonův jev a zkapalňování plynů. Popis jevu, odvození vztahu pro Jouleův-Thomsonův koeficient, inverzní teplota. Metody zkapalňování plynů.

14. Ideální směs, ideální směšovací entropie a Gibbsova energie.

15. Směšovací a dodatkové veličiny. Definice veličin, závislosti na složení.

16. Parciální molární veličiny. Definice, Eulerův vztah, určování parciálních molárních veličin.

17. Chemický potenciál, fugacita a aktivita čisté složky a složky ve směsi plynů. Definice, fyzikální význam, závislosti na teplotě a tlaku. Lewisovo-Randallovo pravidlo, vztahy pro ideální směs.

18. Podmínky termodynamické rovnováhy. Extenzivní a intenzivní kritéria rovnováhy.

19. Standardní stavy. Obvyklé volby standardních stavů a vyjádření aktivity složky ve směsi. Aktivitní koeficienty.

20. Chemický potenciál elektrolytu. Vztah mezi chemickým potenciálem a aktivitou, aktivita iontu a střední aktivita, střední aktivitní koeficient. Debyova-Hückelova teorie – předpoklady platnosti, použití. Iontová síla.

21. Rovnováha kapalina–pára a kapalina–kapalina–pára u reálných systémů. Reálné chování kapalné fáze a model striktně regulárního roztoku. Azeotrop a heterogenní azeotrop.

22. Rovnováha kapalina–pevná fáze ve dvousložkových systémech. Fázové diagramy pro různé stupně mísitelnosti složek v pevné fázi. Tvorba sloučeniny v pevné fázi. Popis rozpustnosti složky tuhé látky v kapalném rozpouštědle (ideální roztok), kryoskopie.

23. Určování směru chemické reakce, rovnovážná podmínka.

24. Reakce mezi čistými kondenzovanými složkami. Závislost reakční Gibbsovy energie na rozsahu reakce.

25. Reakce v kapalné fázi. Výběr standardních stavů pro roztoky elektrolytů i neelektrolytů.

26. Chemická rovnováha u dvou a více chemických reakcí. Bilance, rovnovážná podmínka.

27. Chemická rovnováha v roztocích elektrolytů. Disociace slabé kyseliny a slabé zásady, hydrolýza, výpočet pH. Konstanta kyselosti a disociační konstanta.

28. Rozpustnosti málo rozpustných solí. Součin rozpustnosti, vliv dalšího elektrolytu na rozpustnost.

29. Elektrická vodivost roztoků elektrolytů. Měrná vodivost, experimentální měření. Molární vodivost. Závislost molární vodivosti na koncentraci (kvalitativně).

30. Difuze, difuzní koeficient, pohyblivost a limitní molární vodivost iontů. Zákon o nezávislé migraci iontů. Převodová čísla.

31. Aplikace vodivosti. Vodivost silných a slabých elektrolytů a málo rozpustných solí, určování koncentrace.

32. Galvanický článek. Termodynamika vratného galvanického článku, Nernstova rovnice, závislost rovnovážného napětí na teplotě. Lutherův vztah.

33. Typy elektrod. Elektrody prvního a druhého druhu, kalomelová elektroda, určování pH.

34. Typy článků. Jevy na rozhraní elektrolytů (kapalinový potenciál – kvalitativně). Články s převodem a bez převodu.

35. Stanovení součinu rozpustnosti z redukčních potenciálů.

36. Rychlost chemických reakcí, kinetická rovnice, bilance i u simultánních reakcí.

37. Příklady, které vedou ke snadno integrovatelné kinetické rovnici, včetně interpretace výsledků. Např. bočné reakce stejného řádu, následné reakce prvního řádu a výpočet maximální koncentrace meziproduktu, vratné reakce a jejich souvislost s chemickou rovnováhou.

38. Mechanismy homogenních reakcí. Pojem mechanismu, řídící děj, ustálený stav, předřazená rovnováha. Aplikace, např. Lindemannův mechanismus, řetězové reakce, homogenní katalýza, enzymová katalýza. Interpretace výsledků.

39. Fotochemické reakce, kvantový výtěžek.

40. Adsorpce. Fyzikální adsorpce a chemisorpce. Adsorpce plynů na tuhých látkách (Freundlichova a Langmuirova izoterma).

41. Heterogenní katalýza (bez uvažování difuze) a Langmuirova izoterma.

42. Mezifázová energie a povrchové napětí. Metody měření povrchového napětí, rozdíl tlaků na zakřiveném rozhraní, tlak nasycených par nad zakřiveným povrchem (Kelvinova rovnice).