Министерство образования и науки Российской Федерации
Саратовский государственный технический университет
имени Гагарина Ю. А.
Балаковский институт техники технологии и управления

Общая и неорганическая химия

методические указания и контрольные задания к работе № 1
для студентов
направления 240100.62«Химическая технология»
заочная форма обучения

Одобрено
редакционно-издательским советом
Балаковского института техники,
технологии и управления

Балаково 2014

Общая и неорганическая химия является – одна из основных дисциплин математического и естественнонаучного цикла, которая является базовой для изучения специальных дисциплин студентами химических направлений. Методические указания составлены в соответствии с требованиями ФГОС ВПО по направлению подготовки 240100.62 « Химическая технология».

Выполнение контрольной работы является формой методической помощи студентам–заочной формы обучения при изучении курса. Перед выполнением контрольной работы необходимо изучить определенные темы по учебникам и разобрать решения примеров типовых задач, приведенных в данных указаниях, по соответствующей теме.

Оформление контрольной работы

Контрольная работа по общей и неорганической химии включает теоретические вопросы и задач. Ответы на теоретические вопросы должны быть четкими и ясными. Решение задач должно включать уравнения химических реакций, математические выражения законов и правил, расчетные формулы, расчеты. В случае затруднений при выполнении контрольной работы следует обращаться за консультацией в институт к преподавателю, рецензирующему контрольные работы.

Задания контрольной работы выбираются по таблице 1. Студент выполняет вариант контрольной работы, номер которого определяется по последней цифре его номера в зачетной книжке. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается как сданная.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена; для замечаний рецензента надо оставлять широкие поля; писать четко и ясно; номера и условия задач переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании. В конце работы следует привести список использованной литературы. Работа должна быть представлена в институт на рецензирование. Если

контрольная работа не зачтена, необходимо в конце тетради выполнить работу над ошибками в соответствии с указаниями рецензента и выслать на повторное рецензирование.

Литература

Основная

1. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. –Санкт-Петербург.: Лань, 2011. – 496с.
2. Глинка. Н.А. «Химия» – М.: Интеграл-Пресс, 2006– 702 с.
3. Коровин Н.В.. Общая химия: Учебн. для техн. направл. и спец. вузов – М.: Высш. шк. 2004 -560 с.
4. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. Уч. пособие.-М.: МИСИ:ИНФРА – 2004.- 512с

Дополнительная

4. Н.А.Глинка. Задания и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл – Пресс, 2002. -240с.
5. Метельский А.В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах. – Мн.: БелЭн, 2003. – 544 с
6. Румянцева В.Е. Химические основы полимеров и вяжущих веществ:: учеб. пособие. - М.: Издательство строительных вузов, 2005. – 176 с.
7. Фролов В.В.Химия: Уч. пособ.для втузов. –М.: Высш. шк. 2002 – 527 с.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – М.:Высш.шк. «Академия», 2001. – 743 с.
9. Химия. Программа, методические указания, решения типовых задач для студентов-заочников инженерно-технических специальностей вузов/ А.И. Бережной, В.И. Елфимов, Л.Д. Томина – М.: Высш.шк., 2004. – 199 с.

Таблица 1

Варианты контрольной работы

№ варианта	номера заданий
1	1, 11, 21, 31, 41, 51, 61, 71, 81, 91, 101, 111
2	2, 12, 22,32, 42, 52, 62, 72, 82, 92, 102, 112
3	3, 13, 23, 33, 43, 53, 63, 73, 83, 93, 103, 113
3	4, 14, 24, 34, 44, 54, 64, 74, 84, 94, 104, 114
5	5, 15, 25, 35,45, 55, 65, 75, 85, 95, 105,115
6	6, 16, 26, 36, 46, 56, 66, 76, 86, 96, 106,116
7	7, 17, 27, 37, 47, 57, 67, 77, 87, 97, 107,117
8	8, 18, 28, 38, 48, 58, 68, 78, 88, 98, 108,118
9	9, 19, 29, 39, 49, 59, 69, 79, 89, 99, 109,119
10	10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90, 100,120

Контрольные задания

1. На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 л кислорода (при н.у.). Какой это металл, если его валентность равна 2?

2. 1,5 г двухвалентного металла взаимодействуют с 0,69 л кислорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу и атомную массу металла.

3. На восстановление 1,8 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода (н.у.). Вычислите эквивалентные массы металла и оксида.

4. 0,3776 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите эквивалентную массу алюминия.

5. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода (н.у.)

6. Мышьяк образует два оксида, содержащих 65,2% и 75,7% As. Вычислите эквивалентную массу мышьяка в этих соединениях.

7. На нейтрализацию 0,471г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 0,644г гидрооксида калия КОН. Вычислите эквивалентную массу фосфористой кислоты.
8. Определите эквивалентную массу металла, если при соединении 7,2г с хлором было получено 28,2г соли. Эквивалентная масса хлора 35,45г/моль.
9. Из 1,35г оксида металла получается 3,15г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу металла.
10. Из 3,31г нитрата металла получается 2,78г его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла.
11. Определите период и группу периодической системы, в которых находятся эти элементы? К какому семейству элементов относится каждый из них? Сколько электронов находится на каждом энергетическом уровне и подуровне у атомов этих элементов? Чему равна валентность элементов в нормальном состоянии?
12. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. На основании электронных формул определите период и группу периодической системы, в которых находятся эти элементы? К какому семейству элементов относится каждый из них?
13. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 23 и 35. На основании электронных формул определите период и группу периодической системы, в которых находятся эти элементы? Сколько электронов находится на каждом энергетическом уровне и подуровне у атомов этих элементов. Чему равна валентность элементов в нормальном состоянии? К какому семейству элементов относится каждый из них?
14. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 24. На основании электронных формул определите период и группу периодической системы, в которых находятся эти элементы? К какому семейству элементов относится каждый из них?

15. Составьте электронные и графические формулы для атомов с порядковыми номерами 22 и 54. Какие орбитали каждого энергетического уровня занимают электроны в атомах этих элементов? Чему равна валентность элементов в нормальном состоянии? К какому семейству элементов относится каждый из них?
16. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 24. На основании электронных формул определите период и группу периодической системы, в которых находятся эти элементы? К какому семейству элементов относится каждый из них?
17. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 46, учитывая, что последний, находясь в пятом периоде, на пятом энергетическом ровне не содержит ни одного электрона.
18. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 25 и 34. Какие орбитали каждого энергетического уровня занимают электроны в атомах этих элементов? Чему равна валентность элементов в нормальном состоянии? К какому семейству элементов относится каждый из них?
19. Составьте электронные и графические формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 12 и 41, учитывая, что у последнего происходит провал одного 5*s*-электрона на 3*d*–подуровень. На основании электронных формул определите период и группу периодической системы, в которых находятся эти элементы? К какому семейству элементов относится каждый из них?
20. В чем заключается принцип наименьшей энергии? Чем отличается последовательность заполнения атомных орбиталей у атомов *d*-элементов в отличие от последовательности заполнения их у атомов *s*- и *p*-элементов? Составьте электронные формулы атомов элементов технеция и цезия.
21. Что называется электрическим моментом диполя? В каких единицах он вы-

ражается? Какие из молекул HF, HCl, ICl, HI имеют наибольший момент диполя? Ответ мотивируйте исходя из значений электроотрицательности соответствующих элементов.

22. Какая химическая связь называется ионной? Как она образуется и какими свойствами обладает? Что следует понимать под эффективным зарядом атома в соединении?
23. Как метод валентных связей объясняет линейную структуру молекулы CO_2? Сколько σ– и π–связей и за счет каких электронов образует углерод в этой молекуле? Имеет ли молекула CO_2 электрический момент диполя? Почему?
24. Распределите электроны ионов N^-, N^+ и O^- по квантовым ячейкам. Какую валентность проявляют эти ионы в соединениях? Как метод валентных связей рассматривает строение молекулы N_2O?
25. Как метод валентных связей объясняет строение молекулы H_2O? Почему угол между связями H–O близок к тетраэдрическому?
26. Как метод валентных связей объясняет направленность ковалентной связи. Как метод валентных связей объясняет строение молекулы NH_3? Почему угол между связями H–N близок к тетраэдрическому?
27. Как метод валентных связей объясняет линейную форму молекулы $BeCl_2$ и угловую H_2O?
28. Как метод валентных связей объясняет строение молекул BF_3 и CH_4?
29. Какая ковалентная связь называется σ– и π–связью? Как метод ВС объясняет строение молекулы азота?
30. Как метод валентных связей объясняет тетраэдрическое строение молекулы и CCl_4 и октаэдрнческое SF_6?
31. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298}реакции, протекающей по уравнению

1. $CO_{(г)} + H_2O_{(ж)} = CO_{2(г)}) + H_{2(г)}$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

32.При какой температуре наступит равновесие системы

$$4\ HCl_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow H_2O_{(г)} + C1_{2\ (г)};\ \Delta H = -114{,}42\ кДж.$$

Что в этой системе является более сильным окислителем – хлор или кислород и при, каких температурах?

33.Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению

$$H_{2(г)} + CO_{2\ (г)} = CO_{\ (г)} + H_2O_{\ (ж)};\ \Delta H = -2{,}85\ кДж.$$

Вывод сделайте на основании качественного изменения энтропии? Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG^0_{298}этой реакции.

34.На оснований стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$CO_{2\ (г)} + 4H_{2(г)} = CH_{4\ (г)} + 2H_2O_{\ (ж)}$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

35.Определите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$4\ NH_{3(г)} + 5\ O_{2(г)} = 4\ NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}$$

Вычисления сделайте на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий. Возможна ли эта реакцию при стандартных условиях?

36.Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению

$$H_{2\ (г)} + S_{\ (ромб)} = H_2S_{\ (г)};\ \Delta H = -20{,}15\ кДж.$$

Исходя из значений ΔS^0_{298} соответствующх веществ, вычислите ΔS^0_{298} и ΔG^0_{298}для этой реакции. Возможно ли образование H_2S из простых веществ при стандартных условиях?

37.Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ вычислите G^0_{298}реакции, протекающей по уравнению

$$H_{2\,(г)} + CO_{2\,(г)} = CO_{(г)}) + H_2O_{(ж)}\ ;\ \Delta H = -2{,}85\ кДж?$$

Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

38. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите G^0_{298}реакции, протекающей по уравнению

$$Fe_2O_{3\,(к)} + 3H_{2\,(г)} = 2Fe_{(к)} + 3H_2O\ (г)$$

Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при температурах 500 и 2000 К?

39.На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите G^0_{298}реакции, протекающей по уравнению

1. $TiO_{2(к)} + 2C_{(к)} = Ti_{(к)} + 2CO_{(г)}$

Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000 К?

40.Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4, протекающая по уравнению.

$$Fe_3O_{4\,(к)} + CO_{(г)} = 3FeO_{(к)} + CO_{2\,(г)};\ \Delta H = +34{,}55\ кДж.$$

41.Реакция идет по уравнению $A_{(г)} + 2B_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)}$. При установлении равновесия концентрации участвующих в реакции веществ равны: C_A=0,06 моль/л, C_B= 0,12 моль/л, C_C = 0,0216 моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В.

42. Реакция $2SO_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2SO_3(г)$ протекает в закрытом сосуде при постоянной температуре. Смешивают 0,08 моль/л SO_2 с 0,06 моль/л O_2. Вычислите константу равновесия этой реакции, если к моменту наступления равновесия в смеси остается 20% первоначального количества SO_2

43.Реакция протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. При некоторых условиях равновесные концентрации равны C_{N_2} = 0,1 моль/л, C_{H_2} = 0,2 моль/л и C_{NH_3} = 0,8 моль/л. Вычислите константу равновесия и рассчитайте

исходные концентрации азота и водорода.

44. При некоторой температуре константа равновесия гетерогенной реакции $FeO_{(к)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(к)} + CO_{2(г)}$ равна 0,5.Чему равны равновесные концентрации, если исходные концентрации: $C_{CO} = 0,05$, $C_{CO_2} = 0,01$ моль/л.

45.Реакция идет по уравнению $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$. Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации H_2 и I_2 соответственно равны 0,04 моль/л и 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда $C_{H_2} = 0,02$ моль/л.

46.Как измениться скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если повысить температуру от 80^0 до 120^0 С, если температурный коэффициент скорости реакции 3?

47. В гомогенной системе $2NO_2 = 2NO + O_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ: C_{NO_2p}=0,8моль/л; C_{NOp}=2,2 моль/л; C_{O_2p} = 1,1 моль/л. Вычислите константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2.

48.Реакция идет по уравнению $2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$. Исходные концентрации NO и $C1_2$ соответственно равны 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO.

49. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60^0С, если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?

50. Константа скорости реакции разложения N_2O, протекающей по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O = 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O.

51.Что такое эбуллиоскопическая и криоскопическая константа растворителя? Вычислите криоскопическую константу бензола, зная, что при растворении 0,0125 моля вещества в 125 г бензола температура кристаллизации

его понижается на 0,512 град.

52.Температура кипения сероуглерода 46,20^{0}С, а эбуллиоскопичекая константа его 2,36 град. раствор, содержащий 0,512 г сероуглерода, кипит при 46,67^{0}С. Из скольких атомов состоят молекулы серы, растворенной в сероуглероде?

53. При растворении 15 г хлороформа в 400г эфира, эбуллиоскопическая константа которого равна 2,12, температура кипения раствора повысилась на 0,665^{0}С. Определите молярную массу хлороформа.

54. Водный раствор, содержащий 5,18 г растворенного вещества в 155,18 г раствора, кристаллизуется при –1,39^{0}С. Криоскопическая константа воды 1,86 град. Определите молярную массу растворенного вещества.

55. Температура кристаллизации уксусной кислоты 16,65^{0}С, а криоскопическая константа ее 3,9 град. Вычислите температуру кристаллизации раствора, содержащего 0,1 моль растворенного вещества в 125 г уксусной кислоты.

56. Раствор, содержащий 0,6 г растворенного вещества в 40 г эфира, кипит при 36,13^{0}С. Температура кипения эфира 35,6^{0}С, а эбуллиоскопическая константа его равна 2,12 град. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

57. Давление пара воды при 100^{0}С равна $1{,}01325 \cdot 10^5$ Па. Вычислите давление пара над 4%-ным раствором мочевины $CO(NH_2)_2$ при этой температуре.

58. Как вычисляется осмотическое давление? Чему равно осмотическое давление в растворе, содержащем 0,4 моль неэлектролита в 1 л раствора, при 17^{0}С?

59. Как вычисляется осмотическое давление? Какой из растворов, взятых в одинаковом объеме и содержащих равное число граммов растворенного вещества, имеет при одинаковой температуре большое осмотическое давление: нафталина $C_{10}H_{18}$ или антрацена $C_{14}H_{10}$.

60. Давление пара эфира при 30^0С равно $0,86392 \cdot 10^5$ Па. Сколько молей вещества надо растворить в 40 молях эфира, чтобы понизить давление пара при данной температуре.

61.Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,01 М растворе азотистой кислоты, если $К_Д=4,6 \cdot 10^{-4}$.

62. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты HCIO, если $К_Д= 5,0 \cdot 10^{-8}$

63. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты будет равна 20%, если константа ионизации равна $5,1 \cdot 10^{-4}$? Вычислите концентрацию ионов водорода в этом растворе.

64. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов $[OH^-]$ в 0,01М растворе NH_4OH, если $К_Д= 2,0 \cdot 10^{-5}$

65. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 1 М растворе хлористой кислоты $HCIO_2$, если $К_Д= 1,1 \cdot 10^{-2}$.

66. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,1 н растворе синильной кислоты HCN, если $К_Д=7,2 \cdot 10^{-10}$.

67. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,01 н растворе синильной кислоты HCN, если $К_Д=7,2 \cdot 10^{-10}$.

68. Давление пара раствора, содержащего 0,05 моля Na_2SO_4 в 450 г воды, равно $1,000818 \cdot 10^5$ Па при100^0С. Определите кажущуюся степень диссоциации сульфата натрия в этом растворе.

69. Температура кипения раствора, содержащего 9,09 г KNO_3 в 100 г воды, равна $100,8^0$С. Вычислите кажущуюся степень диссоциации нитрата калия в этом растворе.

70. Определите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,05 М растворе азотистой кислоты, если $К_Д=4,6 \cdot 10^{-4}$.

71.Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и $CrC1_3$. Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием

соответствующих основания и кислоты.

72. К раствору $FeCI_3$ добавили следующие вещества: а) HCI; б) KOH; в) $ZnCI_2$; г) Na_2CO_3. В каких случаях гидролиз хлорида железа усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

73. Какие из солей $AI_2(SO_4)_3$, K_2S, $Pb(NO_3)_2$, KCI подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (> 7<) имеют растворы этих солей?

74. Какие факторы влияют на степень гидролиза соли. В каких случаях при гидролизе образуются кислые (гидро-) и основные (гидроксо-) соли? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

75. Как зависит степень гидролиза от температуры? Почему? В какую сторону сместится равновесие гидролиза NaCN, если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту; в) хлорид аммония? Ответ подтвердите ионно-молекулярные и молекулярные уравнениями.

76. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3; $FeCI_3$ или $FeCI_2$, $SnCl_2$ или $SnCl_4$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

77. К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCI; б) NaOH; в) $Cu(NO_3)_2$; г) K_2S. В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

78. Почему растворы Na_2S и NaF имеют щелочную, а растворы $ZnSO_4$ и NH_4NO_3 кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

79. Как будут действовать на лакмус растворы солей K_2S, KI , $CuS0_4$,

$NaClO$, $Cd(NO_3)_2$? Ответ подтвердите, составив ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

80. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: $NaCN$ или $NaClO$; $MgCl_2$ или $ZnCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

81. Произведение растворимости сульфата кальция равно $6{,}26 \cdot 10^{-5}$. Образуется ли осадок, если смешать равные объемы 0,04 н растворов $CaCl_2$ и Na_2SO_4?

82. Вычислите произведение растворимости карбоната стронция, если в 5 л насыщенного раствора содержится 0,05 г этой

83. Произведение растворимости $SrSO_4$ равно $3{,}6 \cdot 10^{-7}$. Вычислите растворимость этой соли в молях на литр и в граммах на литр.

84. Вычислите произведение растворимости $Ee(OH)_2$, если в 100 мл его насыщенного раствора содержится $9{,}6 \cdot 10^{-5}$ г этого гидроксида.

85. Произведение растворимости MgF_2 равно $7{,}0 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость этой соли в молях на литр и в граммах на литр.

86. Произведение растворимости Ag_2SO_4 равно $7{,}0 \cdot 10^{-9}$. Образуется ли осадок, если к 0,02 н раствора $AgNO_3$ прибавить равный объем 1 н раствора H_2SO_4?

87. Сколько воды потребуется для растворения одного грамма $BaCO_3$, произведение растворимости которого равно $1{,}9 \cdot 10^{-9}$

88. В 100 мл насыщенного раствора PbI_2 содержится ионов свинца 0,0268 г. Вычислите произведение растворимости этой соли.

89. Концентрация ионов магния в насыщенном, растворе $Mg(OH)_2$ составляет $2{,}6 \cdot 10^{-3}$ г/л. Вычислите произведение растворимости этого гидроксида.

90. Произведение растворимости AgI равно $8{,}5 \cdot 10^{-17}$. Образуется ли осадок, если смешать равные объемы 0,002 н раствор NaI и $AgC1O_4$?

91. Исходя из степени окисления марганца, серы и азота в соединениях $KMnO_4$, H_2S, HNO_2 определите, какое из них может проявлять окислительные свойства, какое восстановительные и какое может проявлять как

окислительные так и восстановительные свойства? Почему. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

$$Na_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + NaNO_3 + Na_2SO_4 + H_2O$$

92. Исходя из степени окисления хрома, серы и йода в соединениях $K_2Cr_2O_7$, H_2SO_3 KI определите, какое из них может проявлять окислительные свойства, какое восстановительные и какое может проявлять как окислительные так и восстановительные свойства? Почему. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

$$H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

93. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции идущей по схеме

$$KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$$

94. Почему сернистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

$$CrC1_3 + NaClO + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$$

95. Какие реакции называются реакциями самоокисления-самовосстановления или диспропорционирования? Почему гидразин (N_2H_4), пероксид водорода (H_2O_2) и сульфит калия (K_2SO_3), способны к диспропорционированию? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций, происходящих при нагревании этих веществ.

96. Какие реакции называются реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления? На основании ионно-электронного баланса закончите уравнения следующих реакций:

а) $KClO_4 \rightarrow KC1 + \ldots$; б) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + \ldots$;

в) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2 + \ldots$

Укажите окислитель и восстановитель в каждой из них.

97. Атом, какого элемента самый сильный восстановитель и атом, какого элемента – самый сильный окислитель? Почему? На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

$$AsH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO_2 + H_2O$$

98.Почему атомы большинства *p*-элементов способны к реакциям диспропорционирования (самоокисления — самовосстановления)? На основании ионно-электронного баланса, закончите уравнения следующих реакций:

а) $P + KOH + H_2O \rightarrow KH_2PO_2 + \ldots$; б) $I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(IO_3)_2 + \ldots$

99.Является ли окислительно-восстановительной реакция, разложения муравьиной кислоты $HCOOH = CO + H_2O$? На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

$$CH_3OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow HCOOH + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

100. Какие из ионов металлов, могут проявлять восстановительные свойства Sn^{4+}; V^{2+}; $T1^{3+}$; Cr^{3+}? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

$$Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$$

101. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал - 1,23 В. Вы числите концентрацию ионов Mn^{2+} (в моль/л)

102. Потенциал серебряного электрода в растворе $AgNO_3$ составил 90% от значения его стандартного электродного потенциала. Чему равна концентрация ионов Ag^+ (в моль/л)?

103. При какой концентрации ионов Zn (в моль/л) потенциал цинкового электрода будет на 0,01 В меньше его стандартного электродного потенциала?

104. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Как называется такой гальванический элемент? Составьте схему, напишите электронные

уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод находится *в* 0,01 М растворе, а другой такой же электрод - в 0,1 М растворе сульфата никеля.

105. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 1,5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса серебра выделилась на катоде и каков объем газа (н.у.) выделившегося на аноде?

106. При электролизе раствора бромида меди (II) (угольные электроды) на одном из электродов выделилось 0,635 г меди. Сколько граммов брома выделилось на другом электроде, если выход по току брома 90%? Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах.

107. Электролиз раствора NaI проводили при силе тока 5 А в течение 1,5 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах, и вычислите массу вещества, выделившегося на катоде и аноде?

108. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую никелем. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.

109. В чем сущность электрохимической коррозии? Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов?

110. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили железную пластинку и железную пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии железа проходит интенсивнее? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

111. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях: $Na[Ag(NO_2)_2]$, $K_2[MoF_8]$,

$[Co(H_2O)_2\ (NH_3)_3Cl]Cl_2$. Напишите уравнения диссоциации соединения $K_3[Cr(CN)_6]$.

112. Определите чему равен заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях $Na_2[Cd(CN)_4]$, $K_4[TiCl_8]$, $[Cr(H_2O)_4\ Cl_2\ ]Cl$, $H[ZnCl\ _2OH]$. Напишите уравнения диссоциации соединения $Na_2[Cd(CN)_4]$.

113. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации комплексных соединений платины $PtCl_2 \cdot 4NH_3$, $PtCl_2 \cdot 3NH_3$, , $PtCl_2 \cdot 2NH_3$, $PtCl_2 \cdot$ КС1$\cdot NH_3$, $PtCl_2 \cdot$ 2КС1 в водных растворах? Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом? Координационное число Pt^{2+} равно четырем.

114. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссциации комплексных соединений $CoBr \cdot 4NH_3 \cdot 2H_2O$; $CoCl_3 \cdot 4NH$; $CoCl_3 \cdot 4NH_3 \cdot H_2O$ в водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом? Координационное число Co^{3+} равно шести.

115. Определите заряд (х) следующих комплексных ионов; а) $[Pd(NH_3)_2(H_2O)Cl]^x$; б) $[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]^x$; в) $[PtCl(OH)_5]^x$; г) $[Au(CN)_2Br_2]^x$. Степени окисления комплексообразователей: а) +2; б) +3; в) +4; г) +3. Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.

116. Составьте координационные формулы семи комплексных соединений, которые можно получить из сочетания частиц Cr^{3+}, H_2O, Cl^-, K^+. Напишите, уравнения их диссоциации в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом? Кординационное число Cr^{3+}равно шести.

117. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Напишите выражение константы нестойкости для комплексных ионов: $[CuCl_2]^-$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$; $[Fe(CN)_6]^{3-}$.

118. Напишите, выражения констант нестойкости для комплексных ионов $[Cd(CN)_4]^{2-}$; $[Ni(CN)_4]^{2-}$; $[Hg(CN)_4]^{2-}$? Они соответственно равны $1{,}4 \cdot 10^{-17}$;

3,0 $\cdot 10^{-16}$; 4,0 $\cdot 10^{-41}$. В растворе, какого комплексного иона содержится, больше ионов CN^- при одинаковой молярной концентрации?

119. При прибавлении KCN к раствору сульфата тетраамминцинка $[Zn(NH_3)_4]S0_4$ образуется растворимый тетрацианоцинкат калия $K_2[Zn(CN)_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона: $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Zn(CN)_4]^{2-}$ больше? Почему?

120. Какая ковалентная связь называется донорно-акцепторной? Каков механизм ее образования? Какой атом или ион – донор и какой – акцептор в следующих комплексных ионах: $[BF_4]^-$; $[H_3O]^+$; $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$?

Методические указания и решения типовых задач

Эквивалент

Пример 1. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

Решение. По закону эквивалентов

$$\frac{m_{MeO}}{m_{Э(MeO)}} = \frac{V_{H_2}}{V_{mЭ(H_2)}}$$

Эквивалентный объем водорода $V_{mЭ(H_2)}$ = 22,4:2 = 11,2 л.

Подставив данные в уравнение, определим эквивалентную массу оксида металла

$$\frac{7{,}09}{m_{Э(MeO)}} = \frac{2{,}24}{11{,}2};$$

$m_{Э(MeO)} = \frac{7{,}09 \cdot 11{,}2}{2{,}24}$ =35,45 г/моль.

Эквивалентная масса оксида (11) $m_{Э(MeO)} = m_{Э(Me)} + m_{Э(O_2)}$, отсюда

$m_{Э(Me)} = m_{Э(MeO)} - m_{Э(O_2)}$ =35,45 – 8 =27,457/ моль.

Мольную массу металла определим из соотношения

$$m_{Э(Me)} = \frac{A}{B},$$

где А – мольная масса металла,

В – стехиометрическая валентность металла.

$$A = m_{э(Me)}$$

$$A = m_{Э(Me)} \cdot B = 27{,}45 * 2 = 54{,}9 \text{ г/моль.}$$

Атомная масса в а.е.м. численно равна мольной массе, выраженной в г/моль, поэтому атомная масса металла равна 54,9 а.е.м.

Мольная масса, выраженная в г/моль, численно равна атомной массе в а.е.м., поэтому атомная масса металла равна 54,9 а.е.м.

Пример 2. Из 2,7г оксида некоторого металла можно получить 6,3 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу металла.

Решение. По закону эквивалентов

$$\frac{m_{(MeO)}}{m_{Э(MeO)}} = \frac{m_{(MeNO_3)}}{m_{Э(MeNO_3)}}$$

Воспользуемся формулами:

эквивалентная масса оксида равна сумме эквивалентных масс элемента и кислорода: $m_{Э(MeO)} = m_{Э(Me)} + m_{Э(O_2)}$

эквивалентная масса нитрата равна сумме эквивалентных масс металла и кислотного остатка: $m_{Э(MeNO_3)} = m_{Э(Me)} + m_{Э(NO_3^-)}$

Подставим данные в уравнение и определим эквивалентную массу металла

$$\frac{m_{(MeO)}}{m_{Э(Me)} + m_{Э(O_2)}} = \frac{m_{(MeNO_3)}}{m_{Э(Me)} + m_{Э(NO_3^-)}}; \qquad \frac{2{,}7}{m_{Э(Me)} + 8} = \frac{6{,}3}{m_{Э(Me)} + 62}$$

Решая уравнение, получим, что эквивалентная масса металла равна $m_{Э(Me)}$=32,5 г/моль.

Строение атома

Электронные формулы отображают распределение электронов в

атоме по энергетическим уровням, подуровням. Электронная формула обозначается группами символов nl^x, где n - главное квантовое число, l - орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение - s, p, *d, f, x* - число электронов в данном подуровне. В соответствии с правилами Клечковского электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией, т. е. заполнение подуровней происходит в порядке возрастания суммы (***n+l)*** (первое правило), а при одинаковых значениях суммы в порядку возрастания значения ***n*** (второе правило). Энергетические уровни и подуровни электронами заполняются в следующей последовательности:

$1s \to 2s \to 2p \to 3s \to 3p \to 4s \to 3d \to 4p \to 5s \to 4d \to 5p \to 6s \to (5d^1) \to 4f \to 5d \to 6p \to$
$7s \to (6d^1) \to 5f \to 6d \to 7f$

Порядковый номер элемента в таблице Д.И. Менделеева соответствует числу электронов в атоме, а номер периода определяет число энергетических уровней.

Пример. Укажите значения квантовых чисел внешних электронов атома мышьяка в нормальном состоянии.

Решение. Стояние электрона в в атоме характеризуется определенными значениями четырех квантовых чисел: *n, l, m, s*. Главное квантовое число *n* определяет энергию электрона и размеры электронного облака; характеризует энергетический уровень, на котором находится электрон, и может принимать значения от 1 до ∞. Орбитальное квантовое число *l* характеризует форму электронного облака и может принимать значения от 0 до n- 1. Магнитное квантовое число *m* характеризует ориентацию электронного облака в пространстве относительно осей координат и может принимать значения от $-l$ *до* $+l$, включая 0. Спиновое квантовое число *s* связано с вращением электрона вокруг своей оси и может принимать два значения +1/2 и – 1/2 .

Порядковый номер мышьяка 33, значит, вокруг ядра вращается 35

электронов. В периодической таблице Д.И.Менделеева мышьяк находится в четвертом периоде, а номер периода определяет число энергетических уровней. Так как мышьяк находится в 5 группе, главной подгруппе, то на внешнем уровне находится 5 электронов.

Электронное формула атома мышьяка:

$_{33}As \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

Состояние каждого электрона внешнего энергетического (четвертого) уровня характеризуется следующими значениями квантовых чисел:

1-ый электрон : $n = 4, l = 0, \quad m = 0, \; s = +1/2$

2-ой электрон: $n = 4, \quad l = 0, \quad m = 0, \; s = -1/2$

3- ий электрон: $n = 4 \quad l = 1 \quad m = -1, \; s = +1/2$

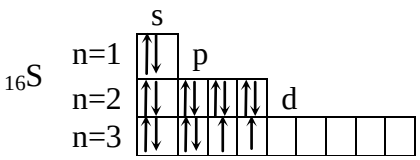
4-ый электрон: $n = 4, \quad l = 1, \quad m = 0, \; s = +1/2$

5-ый электрон: $n = 4, \quad l = 1, \quad m = +1, \; s = +$

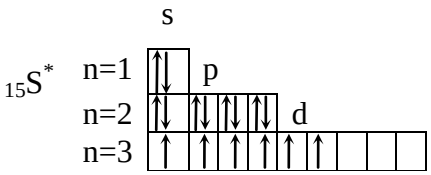
Химическая связь и строение молекул

Пример 1. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами (спин-валентность), может проявлять сера в нормальном и возбужденном состояниях?

Решение. Электронная формула атома серы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Распределение электронов внешнего энергетического уровня серы по квантовым ячейкам имеет вид:



Атомы серы имеют свободные *d*-орбитали, этому возможен переход одного электронов с *3s*- и *3p*-орбиталей на *3d*-орбиталь:



В нормальном состоянии валентность (спинвалентность) серы равна двум, а в возбужденном – шести.

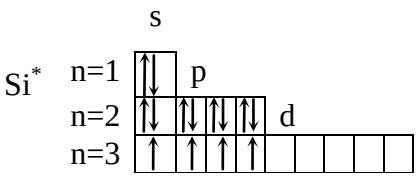
Пример 2. Какая из связей: H – S, H – Cl – является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако в каждом примере?

Решение. Полярную ковалентную связь образуют молекулы с разной электроотрицательностью. Количественной мерой полярности связи является разность электроотрицательностей соединяющихся атомов (ΔЭО). Значения электроотрицительности атомов $ЭО_H$ =2,1; $ЭО_s$ =2,5; $ЭО_{Cl}$ =3,0. Разность электроотрицательностей: $\Delta ЭО_{H\text{-}S}$ = 2,5 – 2,1 = 0,4; $\Delta ЭО_{H\text{-}Cl}$ = 3,0 – 2,1 =0,9

Чем больше ΔЭО, тем более полярна связь. Наиболее полярной является связь H–Cl. Молекулярное электронное облако смещается в сторону с большей электроотрицательностью, т.е. к атому серы в первом примере, и атому хлора во втором.

Пример 3. Объясните механизм образования молекулы SiF_4. Какова пространственная структура этой молекулы?

Решение. Электронная формула атома кремния$1s^22s^22p^63s^23p^2$. При возбуждении атом кремния переходит в состояние $1s^22s^22p^63s^13p^3$. Структура внешнего энергетического уровня возбужденного атома кремния:



В образовании химических связей в атоме кремния участвуют четыре неспаренных электрона третьего энергетического уровня: один *s*-электрон и три *p*-электрона. Образуются четыре гибридные sp^3-орбитали, расположенные относительно друг друга в пространстве под углом 109^028 , которые участвуют в образовании ковалентных связей с атомами фтора, имеющими по одному неспаренному электрону. Молекула SiF_4 имеет пространственную тетраэдрическую конфигурацию.

Химическая термодинамика

Пример 1. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии веществ вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению.

$CO_{(г)} + H_2O_{(ж)} = CO_{2\,(г)} + H_{2\,(г)}$

Возможна ли эта реакции при стандартных условиях?

Решение. Стандартные теплоты образования веществ: $\Delta H^0_{CO_2\,(г)}$ = -393,51 кДж/моль; $\Delta H^0_{H_2O\,(ж}$ = -285,84 кДж/моль; $\Delta H^0_{CO\,(г)}$ = -110,52 кДж/моль ΔH^0 простых веществ, равны нулю. Стандартные абсолютные энтропии веществ: $S^0_{CO_2\,(г)}$=213,65 Дж/(моль·К), $S^0_{H_2O\,(ж)}$= 69,94 Дж/(моль·К), $S^0_{CO\,(г)}$ = 197,91 Дж/(моль·К), $S^0_{H_2}$=130,59 Дж/(моль·К) (прил.).

Энергию Гиббса (изобарно-изотермический потенциал) можно вычислить по уравнению

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\cdot\Delta S^0;$$

Изменение энтальпии $\Delta H^o_{х.р.}$ определим согласно следствию из закона Гесса: $\Delta H^0_{х.р.} = \sum \Delta H^0_{прод.} - \sum \Delta H^0_{исх.}$

$$\Delta H^0_{х.р} = (\Delta H^0_{CO_2\,(г)} + \Delta H^0_{H_2O\,(ж)}) - (\Delta H^0_{CO\,(г)} + \Delta H^0_{H_2})$$

$\Delta H^0_{х.р.}$ =[(–393,51) + 0] – [(–110,52) +(– 285,84)] =+2,85 кДж;

Изменение энтропии $\Delta S^0_{х.р} = \sum \Delta S^0_{прод} - \sum \Delta S^0_{исх}$

$\Delta S^0_{х.р} = (S^0_{CO_2\,(г)} + S^0_{H_2O\,(ж)}) - (S^0_{CO\,(г)} + S^0_{H_2})$

$S^0_{х.р}$ = (213,65 + 130,59) – (197,91 + 69,94) =76,39Дж/(моль·К) =

= 0,07639кДж/(моль·К);

$\Delta G^0_{х.р.}$ = +2,86 – 298 ·0,07639 = –19,91 кДж. .

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения изобарно-изотермического потенциала, т.к. $\Delta G < O$, то процесс принципиально осуществим.

Пример 2. При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 водородом? Реакция протекает по уравнению

$Fe_2O_{3\,(к)} + 3H_{2\,(г)} = 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(г)}$; $\Delta H^0 = +96{,}61$ кДж.

Решение. Стандартные абсолютные энтропии веществ: $S^0_{Fe_2O_3\,(к)}$=89,96 Дж/(моль·К), $S^0_{H_2}$=130,59 Дж/(моль·К); $S^0_{Fe\,(к)}$= 27,2 Дж/(моль·К), $S^0_{H_2O\,(г)}$ = 188,72 Дж/(моль·К), (прил.).

Вычисляем изменение энтропию по уравнению

$\Delta S^0_{х.р} = \sum \Delta S^0_{прод} - \sum \Delta S^0_{исх} = (2S^0_{Fe\,(г)} + 3S^0_{H_2O\,(г)}) - (S^0_{Fe\,(4)} + 3S^0_{H_2})$=

= (2•27,2 + 3·188,72) – (89,96 + 3· 130,59) = 138,7 Дж/(моль·К) = 0,1387кДж/(моль·К)

Вычисляем энергию Гиббса реакции по уравнению

$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\cdot\Delta S^0 = 96{,}61 - 298 \cdot 0{,}1387 = +55{,}28$ кДж,

Температуру, при которой начнется восстановление Fe_2O_3, определим из равенства $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\cdot\Delta S^0 = 0$.

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{96{,}61}{0{,}1387} = 696{,}5 \text{ К}$$

Реакция восстановления Fe_2O_3 начнется при температуре ≈ 696,5 К.

Химическая кинетика и равновесие

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций в системе $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2SO_{3(Г)}$, если давление в системе увеличить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение. При увеличении давления в три раза, объем системы уменьшится в три раза, а концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза. Согласно закону действия масс, скорости прямой и обратной реакций до изменения объема равны:

$$v_{пр_1} = k_1 \cdot c^2_{SO_2} \cdot c_{O_2}; \qquad v_{об_1} = k_2 \cdot c^2_{SO_3}$$

При новых концентрациях скорости прямой и обратной реакций будут равны:

$$v_{пр_2} = k_2 \cdot (3c_{SO_2})^2 \cdot (3c_{O_2}) = 27k_2 \cdot c^2_{SO_2} \cdot c_{O_2}; \qquad v_{об_2} = k_2 \cdot (3c_{SO_3})^2 = 9k_2 \cdot c^2_{SO_3}$$

$$\frac{v_{пр_2}}{v_{пр_1}} = \frac{27k_1 \cdot c^2_{SO_2} \cdot c_{O_2}}{k_1 \cdot c^2_{SO_2} \cdot c_{O_2}} = 27$$

$$\frac{v_{об_2}}{v_{об_1}} = \frac{9k_2 \cdot c_{O_2}}{k_2 \cdot c_{O_2}} = 9$$

Скорость прямой реакции увеличится в 27 раз, а обратной в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3.

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 40 до 80°С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа по формуле

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{80-40}{10}} = v_{t_1} \cdot 2^4 = 16v_{t_1}$$

При повышении температуры на 40^0 скорость увеличилась в 16 раз

Пример 3. Константа равновесия гомогенной системы

$$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$$

при 850°С равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех веществ, если исходные концентрации: $C_{COис}$ = 3 моль/л, $C_{H_2O_{ис}}$ = 2 моль/л.

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а отношение констант этих скоростей величина постоянная, называемая константой равновесия данной реакции:

$v_{пр} = k_1 \cdot c_{CO} \cdot c_{H_2O}$; $v_{об} = k_2 \cdot c_{CO_2} \cdot c_{H_2}$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{c_{CO_2} \cdot c_{H_2}}{c_{CO} \cdot c_{H_2O}}$$

В выражение константы равновесия входят равновесные концентрации всех веществ системы, а по условию даны исходные концентрации. Предположим, что к моменту равновесия концентрация $C_{CO_2р}$ = x моль/л.

Число молей образовавшегося водорода будет также х моль/л. По такому же количеству (х моль/л) CO и H_2O расходуются для образования *x* молей CO_2 и H_2. Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ будут:

$C_{CO_2p} = C_{H_2p}$ = х моль/л; C_{COp} =(3 – х) моль/л; C_{H_2Op} = (2 – х) моль/л.

Зная константу равновесия, рассчитаем значение х, а затем равновесные концентрации всех веществ:

$$1 = \frac{x^2}{(3-x)\cdot(2-x)}; \qquad x = 1{,}2 \text{ моль/л.}$$

Равновесные концентрации равны:

C_{CO_2p} =1,2 моль/л; C_{H_2p} =1,2 моль/л;

C_{COp} = 3 – 1,2=1,8 моль/л; C_{H_2Op} = 2 – 1,2 = 0,8 моль/л.

Свойства растворов

Пример 1. Давление пара раствора, содержащего 16, 72 $Ca(NO_3)_2$ в 250 г воды, составляет 1903 Па. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли, если давление пара воды при той же температуре составляет 1937 Па.

Решение. Давление пара разбавленных растворов неэлектролитов (при данной температуре определяется по формуле (8)

Для вычисления давления пара растворов электролитов воспользуемся формулой:

$$\frac{p_o - p}{p_o} = \frac{in}{N + in}$$

где: p_0 – давление насыщенного пара чистого растворителя при данной температуре;

p – давление насыщенного пара растворителя над раствором;

n – число молей неэлектролита;

N – число молей растворителя.

i - изотонический коэффициет.

Решая уравнение относительно изотоническкгого коэффициента, получим

$$i = \frac{N \cdot (p_o - p)}{p \cdot n}$$

Молярная масса $Cu(NO_3)$ =164,1 г/моль, молярная масса воды H_2O равна 18 г/моль.

Число молей воды равно: N= $\frac{m_{H_2o}}{M_{H_2O}} = \frac{250}{18{,}02}$ = 13,87 моль

Число молей $Cu(NO_3)$ равна: n= $\frac{m_{Cu(NO_3)_2}}{M_{Cu(NO_3)_2}} = \frac{16{,}72}{164{,}1}$ = 0,1 моль

Изотонический коэффициент равен:

$$i = \frac{13{,}87 \cdot (1937 - 1903)}{1937 \cdot 0{,}1} = 2{,}43$$

Молекула $Cu(NO_3)$ при диссоциации распадается на три иона:

$$Cu(NO_3) \rightarrow Cu^{2+} + 2\ NO_3^-$$

Степень диссоциации определим используя формулу (13):

$$\alpha = \frac{i-1}{k-1} = \frac{2{,}43-1}{3-1} = 0{,}72$$

Пример 2. Определите молярную массу глицерина, зная, что раствор содержащий 11,04г глицерина в 800 г воды кристаллизуется при температуре – $0{,}279^0$с. Криоскопическая константа воды $1{,}86^0$.

Решение. Температура кристаллизации чистой воды 0^0 С. Понижение температуры кристаллизации раствора $t_{крис..}$= 0 – (– 0,279) = $0{,}279^0$ Молярную массу глицерина вычислим из уравнения (10)

$$\Delta t_{крис.} = \frac{К_к \cdot m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2},$$

Мольная масса глицерина равна

$$M_{1.} = \frac{К_к \cdot m_1 \cdot 1000}{\Delta T_{крис.} \cdot m_2} = \frac{1{,}86 \cdot 11{,}04 \cdot 1000}{0{,}279 \cdot 800} = 92 \text{ г/моль}$$

Пример 3. При 20^0 С осмотическое давление раствора, в 100 мл которо-

го содержится 6,33 г красящего вещества крови — гематина, равно 243,4 кПа. Определить молярную массу растворенного вещества.

Решение. Для определения молярной массы воспользуемся уравнением зависимости осмотического давления от концентрации(12)

$$\pi = \frac{m}{M \cdot V} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V}$$

Температура раствора равна Т= 273+ 20= 293К.

Молярная масса гематина равна $M = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{6{,}33 \cdot 8{,}31 \cdot 293}{243{,}4 \cdot 0{,}1} = 633{,}2$ (г/моль)

Пример 4. Произведение растворимости иодида свинца при 20°С равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислить растворимость соли (в моль/л и в г/л) при указанной температуре.

Решение. Для очень мало растворимых электролитов состава AnBm произведение растворимости вычисляется по формуле:

$$ПР = [A^{z+}]^n \cdot [B^{x-}]^m ,$$

где: $[A^{z+}]$ - концентрация иона A^{z+},

$[B^{x-}]$ - концентрация иона B^{x-}.

При диссоциации 1 моль/л PbI_2 образуется 1моль Pb^{2+} и 2 моль I^- Обозначим искомую растворимость, через s (моль/л). Тогда в насыщенном растворе PbI_2 содержится s моль/л ионов Pb^{2+} и 2s моль/л ионов I^-. Подставив эти значения в выражение для ПР, получим:

$$ПР_{PbI_2} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

Решая уравнения, находим растворимость в моль/л

$$S = \sqrt[3]{\frac{ПР_{PbI_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1{,}3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Молярная масса PbI_2 равна 461 г/моль, растворимость PbI_2 выраженная в г/л равна: $s = 1{,}3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0{,}6$ г/л.

Пример 6. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода 0,2 М раствора муравьиной кислоты НСООН, если КД = $2{,}1\ 10^{-4}$

Решение: По закону разбавления Оствальда константа диссоциации равна:

$$К_Д = \alpha^2 \cdot c ,$$

где α – степень диссоциации,

с – концентрация, моль/л.

Степень диссоциации раствора муравьиной кислоты равна

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_Д}{c}} = \sqrt{\frac{2{,}1 \cdot 10^{-4}}{0{,}2}} = 3{,}24 \cdot 10^{-2} \ (3{,}24\ \%).$$

Концентрация катионов водорода равна:

$[H+] = \alpha \cdot c = 3{,}24 \cdot 10^{-2} \cdot 0{,}2 = = 6{,}4 \cdot 10^{-3}$ (моль/л).

Окислительно-восстановительные реакции

Пример. Составьте уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:

$$KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$$

Решение: Ионно-электронный метод используется для подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водном растворе при участии сильных электролитов. Он складывается из следующих этапов:

1. Определяем элементы, которые изменяют свою степень окисления:

$$\overset{1+}{K}\overset{7+}{mn}\overset{2-}{O_4} + \overset{1+}{K}\overset{1-}{I} + \overset{1+}{H_2}\overset{6+}{S}\overset{2-}{O_4} \rightarrow \overset{2+}{Mn}\overset{6+}{S}\overset{2-}{O_4} + \overset{0}{I_2} + \overset{1+}{K_2}\overset{6+}{S}\overset{2-}{O_4} + \overset{1+}{H_2}\overset{2+}{O}$$

2. Записывают уравнение реакции в молекулярном и ионном виде:

$$K^+ + MnO_4^- + K^+ + I^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-} + I_2^0 + 2\,K^+ + SO_4^{2-} + H_2O$$

3. Записывают формулы ионов и молекул, которые принимают участие в реакции в качестве восстановителя или окислителя в ионном виде:

$$MnO_4^- + I^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + I_2^0 + H_20$$

6. Составляют электронные уравнения полуреакций, подбирают дополнительные множители:

$MnO_4^- + 5e + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_20$ 2 восстановление

10

$2I^- + 2e \rightarrow I_2^0$ 5 окисление

Если исходный ион или молекула содержит больше атомов кислорода, чем продукт реакции, то избыток атомов кислорода в кислой среде связывается ионами H^+ в молекулы воды; в нейтральной или щелочной среде – молекулами воды в гидроксильные группы OH^-.

Если исходный ион или молекула содержит меньше атомов кислорода, чем продукт реакции, то недостаток атомов кислорода в кислой и нейтральной среде компенсируется за счет молекул воды; в щелочной среде – за счет гидроксильных групп OH^-.

5. Составляют ионное уравнение реакции, суммируя уравнения полу реакций:

$2MnO_4^- + 10I^- + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5I_2^0 + 8H_20$

6. Переносят коэффициенты в молекулярное уравнение, подбирают коэффициенты для веществ, отсутствующих в ионном уравнении и проводят проверку (обычно по числу атомов кислорода)

$2KmnO_4 + 10KI + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5I_2 + 6K_2SO_4 + 8H_2O$

Электрохимия

Пример 1. Вычислите электродный потенциал цинка в растворе $ZnSO_4$, в котором активность ионов Zn^{2+} составляет 0,01 моль/л.

Решение. Стандартные электродный потенциал цинка равен: $E^0_{Zn^{2+}/Zn^0}$ = - 0,76 В

Для вычисления электродного потенциала воспользуемся уравнением Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0{,}059}{n}\lg c_{Me^{n+}},$$

где $E^0_{Me^{n+}/Me^{n+}}$ - стандартный электродный потенциал, В;

n - заряд катиона;

$c_{Me^{n+}}$ - концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76 + \frac{0{,}059}{2}\lg 10^{-2} = -0{,}819B$$

Пример 2. Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и медная пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнения анодного и катодного процессов и рассчитайте электродвижущую силу (ЭДС) гальванического элемента.

Решение. Схема данного гальванического элемента

$$(-)\quad Mg|Mg^{2+}||Cu^{2+}|Cu\quad(+)$$

Вертикальная черта обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две черты - границу раздела двух жидких фаз - пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньший потенциал (– 2,37 В) и является анодом – электродом, на котором протекает окислительный процесс. Медь, потенциал которой + 0,34 В - катод, т. е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс.

Анодный процесс: $Mg^0 - 2e^- \rightarrow Mg^{2+}$

Катодный процесс: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$

Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$ЭДС = E_к^0 - E_a^0 = +0{,}34 - (-2{,}37) = 2{,}71\ В$$

Пример 3. Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора $CuSO_4$ в течение 1ч 20 мин при силе тока 2А? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе $CuSO_4$.

Решение. Соль $CuSO_4$ образована малоактивным металлом и кислородосодержащей кислотой. При пропускании электрического тока через

водный раствор на электродах происходят следующие процессы:

$$CuSO_4 \leftrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

$$H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} K\ (-)\ \ 2 & Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0 \\ A\ (+) & 2\,H_2O - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+ \\ & 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow H_2SO_4 \end{array}$$

$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{электролиз} Cu + O_2\uparrow + 2H_2SO_4$$

Для вычисления массы меди, выделяющейся при электролизе, воспользуемся законом Фарадея:

$$m = \frac{m_э \cdot I \cdot t}{F},$$

где $m_э$ – эквивалентная масса вещества, г/моль;

I - сила тока, А;

t – время электролиза, с, (ч);

F - постоянная Фарадея, (F= 96500Кл=26,8А·ч).

Эквивалентная масса меди равна $m_э$= A/B = 63,54 /2 = 31,77 г/моль (A – атомная масса меди, B – валентность меди). Время t = 60·60+ 20·60= 4800 с.

Подставив в формулу значения, получим:

m = 31,77·2·4800 / 96500 = 3,16 г.

Пример 4. Как происходит атмосферная коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном растворе? Составьте, электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Решение. У цинка более отрицательный потенциал (- 0,763 В), чем у кадмия (- 0,403 В), поэтому он является анодом, а кадмий катодом.

анодный процесс:

$Zn^\circ - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$

катодный процесс:

$O_2+2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$ (кислородная деполяризация)

Ионы Zn^{2+} взаимодействуют с гидроксильной группой и образуют нерастворимый гидроксид, поэтому продуктом коррозии будет $Zn(OH)_2$.

Комплексные соединения

Пример. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в соединении $[Co(NH_3)_4SO_4]Br$. Напишите уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости, для каждой ступени и выражение общей константы нестойкости.

Решение. В соединении $[Co(NH_3)_4SO_4]Br$ во внешней сфере находится анион Br^-. Суммарный заряд ионов внешней сферы и комплексного иона должен быть равен нулю, поэтому заряд комплексного иона равен +1 ($[Co(NH_3)_4SO_4]^{+1}$). В данном соединении комплексообразователем является ион кобальта. Лигандами являются четыре молекулы NH_3 и один ион SO_4^{2-}. Сумма степени окисления комплексообразователя и суммарного заряда всех лигандов должна равняться заряду комплексного иона, исходя из этого, степень окисления кобальта +3. Название соединения $[Co(NH_3)_4SO_4]Br$ - бромид сульфатотетраамминкобальта(III).

Комплексные соединения при диссоциации в водных растворах как сильные электролиты на внешнюю и внутреннюю сферу образуют (первичная диссоциация):

$[Co(NH_3)_4SO_4]Br = [Co(NH_3)_4SO_4]^+ + Br^-$

Комплексные ионы в свою очередь диссоциируют как слабые электролиты (вторичная диссоциация), процесс всегда протекает ступенчато, число ступеней равно числу лигандов. Константа нестойкости комплексного иона характеризует прочность (устойчивость) внутренней сферы комплексного соединения, чем меньше значение $К_н$, тем прочнее комплекс.

1-я ступень:

$[Co(NH_3)_4SO_4]^+ = [Co(NH_3)_4]^{3+} + SO_4^{2-}$

$$K_{н_1} = \frac{[[Co(NH_3)_4]^{3+}] \cdot [[SO_4]^{2-}]}{[[Co(NH_3)_4SO_4]^{+}]}$$

2-я ступень:

$[Co(NH_3)_4]^{3+} = [Co(NH^3)_3]^{3+} + NH_3$

$$K_{н_2} = \frac{[[Co(NH_3)_3]^{3+}] \cdot [NH_3]}{[[Co(NH_3)_4]^{3+}]}$$

3-я ступень:

$[Co(NH_3)_3]^{3+} = [Co(NH_3)_2]^{3+} + NH_3$

$$K_{н_3} = \frac{[[Co(NH_3)2]^{3+}] \cdot [NH_3]}{[[Co(NH_3)_3]^{3+}]}$$

4-я ступень:

$[Co(NH_3)_2]^{3+} = [Co(NH_3)]^{3+} + NH_3$

$$K_{н_4} = \frac{[[Co(NH_3)]^{3+}] \cdot [NH_3]}{[[Co(NH_3)_2]^{3+}]}$$

5-я ступень:

$[Co(NH_3)]^{3+} = Co^{3+} + NH_3$

$$K_{н5} = \frac{[[Co^{3+}] \cdot [NH_3]}{[[Co(NH_3)]^{3+}]}$$

Суммарная диссоциация комплексного иона:

$[Co(NH_3)_4SO_4]+ = Co^{3+} + 4NH_3 + SO_4^{2-}$

$$K_н = \frac{[[Co^{3+}] \cdot [NH_3]^4 \cdot [[SO_4]^{2-}]}{[[Co(NH_3)_4SO_4]^{+}]}$$

Константа суммарной реакции диссоциации комплекса $K_н$ равна произведению констант ступенчаты диссоциаций:

$$K_н = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot K_4 \cdot K_5$$

Общая и неорганическая химия

методические указания и контрольные задания к работе № 1

для студентов направления 240100.62«Химическая технология»

заочная форма обучения

Составила СИНИЦЫНА Ирина Николаевна

Рецензент Н. А. Щербина

Редактор Л. В. Максимова

Подписано в печать Формат 60x84 1/36
Бумага тип. Усл. печ. л. 2,25 Уч.-изд. л.
Тираж 50 экз. Заказ Бесплатно

Саратовский государственный технический университет
410054, г. Саратов, ул. Политехническая, 77
Копипринтер БИТТиУ, 413840, г. Балаково, ул. Чапаева, 140