

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ФБГОУ ВО «СГУ имени Н.Г. Чернышевского»
Институт химии

Авторы - составители:

Кожина Л.Ф., Акмаева Т.А.

**ОРГАНИЗАЦИЯ И ПРОВЕДЕНИЕ ЛЕКЦИОННОГО ХИМИЧЕСКОГО
ЭКСПЕРИМЕНТА ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

ЧАСТЬ 1

**ЛЕКЦИОННЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Саратов, 2018

Авторы-составители: Кожина Л.Ф., Акмаева Т.А. Организация и проведение лекционного химического эксперимента по общей и неорганической химии. Часть 1. Лекционный химический эксперимент по общей химии. Электронный ресурс. Саратов, 2018. – 56 с.

Предлагаемое пособие состоит из 3 частей и содержит методические рекомендации по выполнению лекционного химического эксперимента по курсу общей и неорганической химии. По усмотрению преподавателя и в соответствии с учебным планом изучаемой дисциплины, а также направления обучения студентов демонстрационный химический эксперимент каждой лекции может содержать меньшее или большее число химических опытов.

Часть 1 – химический эксперимент по общей химии.

Часть 2 и часть 3 – химический эксперимент по химии элементов.

Пособие рассматривает технику и методику проведения демонстрационного химического эксперимента. Часть 1 пособия содержит описание 48 опытов разной степени сложности.

Предназначено для преподавателей с целью оптимального, рационального планирования и реализации процесса обучения химии в Институте химии и на различных факультетах СГУ.

Рекомендуется студентам высших учебных заведений, может быть полезным преподавателям школ, лицеев и гимназий.

Рекомендуют к печати
кафедра общей и неорганической химии
НМС Института химии СГУ

Рецензент
к.х.н., доцент Пожаров М.В.

Содержание

Введение	6
Растворы для проведения лекционного химического эксперимента	7
Глава 1. Типы химических реакций	15
Опыт 1. Термическое разложение гидроксокарбоната меди (II)	15
Опыт 2. Реакция взаимодействия магния с кислородом воздуха	15
Опыт 3. Вытеснение свинца цинком из раствора ацетата свинца	16
Опыт 4. Получение гидроксида меди (II)	17
Глава 2. Классы химических веществ	18
Опыт 5. Основные оксиды и гидроксиды	18
Опыт 6. Кислотные оксиды и кислотные гидроксиды	18
Опыт 7. Амфотерные гидроксиды – получение и свойства	19
Опыт 8. Кислые соли – получение и свойства	20
Опыт 9. Свойства кислой соли – гидросульфата натрия	22
Опыт 10. Основные соли – получение и свойства	23
Опыт 11. Комплексные соли – получение и свойства	23
Глава 3. Окислительно-восстановительные реакции	27
Опыт 12. Взаимодействие алюминия с иодом	27
Опыт 13. Влияние кислотности среды на ход окислительно-восстановительной реакции	27
Опыт 14. Окислительные свойства элемента в зависимости от его степени окисления	28
Опыт 15. Окислительные свойства нитрата натрия	29
Опыт 16. Окислительные свойства соединений хрома (VI) в кислой среде	29
Опыт 17. Окислительные свойства соединений хрома (VI) в нейтральной среде	30
Опыт 18. Окислительно-восстановительная двойственность нитрит-иона NO_2^-	30
Опыт 19. Термическое разложение перманганата калия	31
Опыт 20. Термическое разложение хлората калия	32
Опыт 21. Термическое разложение пероксида водорода	32
Опыт 22. Термическое разложение дихромата аммония («вулкан»)	33
Глава 4. Скорость химических реакций	34
Опыт 23. Гомогенные химические реакции	34
Опыт 24. Реакции ионного обмена	34
Опыт 25. Гетерогенные химические реакции	34

Опыт 26. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ	35
Опыт 27. Влияние температуры на скорость химической реакции	35
Опыт 28. Влияние катализатора на скорость взаимодействия алюминия с иодом	36
Глава 5. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие	37
Опыт 29. Осаждение нерастворимых в воде гидроксидов металлов - необратимая химическая реакция	37
Опыт 30. Выделение водорода при взаимодействии металлов с кислотами - необратимая химическая реакция	37
Опыт 31. Реакция нейтрализации - необратимая химическая реакция	38
Опыт 32. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия	39
Опыт 33. Влияние температуры на смещение химического равновесия	40
Опыт 34. Влияние среды на смещение химического равновесия	41
Опыт 35. Смещение химического равновесия в растворе слабого электролита	41
Глава 6. Растворы и их свойства	43
Опыт 36. Тепловой эффект процесса растворения твердых веществ в воде	43
Опыт 37. Получение суспензии и эмульсии	44
Опыт 38. Растворимость газов в жидкостях	44
Опыт 39. Определение характера среды (кислотный или щелочной) с помощью кислотно-основных индикаторов	46
Опыт 40. Контракция при смешивании спирта и воды	47
Опыт 41. Диффузия при взаимодействии кристаллического вещества с водой	48
Опыт 42. Осмотическое давление водного раствора сахара	49
Опыт 43. Использование явления электропроводности для оценки силы электролита	50
Опыт 44. Электропроводность раствора при замене полярного растворителя на неполярный	51
Опыт 45. Исследование характера среды водных растворов солей	51
Опыт 46. Влияние температуры на смещение равновесия процесса гидролиза	52
Опыт 47. Влияние концентрации на смещение равновесия процесса гидролиза	53

Опыт 48. Полный и необратимый гидролиз	53
Литература	56

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Введение

Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии улучшают восприятие учебного теоретического материала, раскрывают особенности химических взаимодействий, делают слова лектора «видимыми». При использовании химических демонстрационных опытов происходит увеличение эффективности обучения, повышается мотивация студентов и легче формируются элементы химического мышления.

Демонстрационные опыты являются формой обучения, связанной с процессом осознания изученного материала. Модернизация процесса обучения в высшей школе сопровождается уменьшением аудиторных часов, отведенных в соответствии с учебным планом, на изучение химии и сокращением численности преподавательского и учебно-вспомогательного персонала. Все вместе взятое приводит к уменьшению объема демонстрационного эксперимента. Кроме того, происходит потеря квалификационных навыков, необходимых для грамотной и безопасной демонстрации химических экспериментов. Многие вузы уже отказались от демонстрационного лекционного эксперимента за счет отсутствия лекционных ассистентов (лаборантов). Некоторые преподаватели во время лекции стараются сами провести лекционный эксперимент, чтобы повысить заинтересованность и мотивацию студентов к изучению химии.

Химические опыты готовятся за 1-2 дня до лекции. Каждый опыт должен быть тщательно подготовлен и многократно проверен. В лекционной аудитории на демонстрационный стол до начала лекции выставляется все необходимое: демонстрационные стаканы или колбы следует помещать на демонстрационные подъемные столики. Перед ними, ближе к экспериментатору, выставляются склянки с необходимыми реактивами. Желательно, чтобы склянки с реактивами были одинаковыми по форме и объему, с четко написанными этикетками. После использования растворов склянки с реактивами выставляются перед демонстрационным столиком таким образом, чтобы этикетки хорошо были видны студентам.

Приборы и оборудование, необходимые для демонстрации, размещаются на демонстрационном столе с учетом того, что они должны быть видны всем обучающимся. Один и тот же прибор может быть использован для проведения разных опытов. Перед использованием прибора необходимо убедиться в его герметичности. Размеры оборудования и количества реактивов должны обеспечивать наглядность опыта. Слева на столе располагают подсобные приборы и оборудование, промывалку с дистиллированной водой, толстостенный вспомогательный стакан или цилиндр, в котором находятся стеклянные палочки, лучинки, спички, пинцеты, ланцет, пипетки, шпатели и др.

Рядом – фильтровальная бумага, черный и белый экраны. Лекционные демонстрации включают также показ таблиц, минералов, руд. Минералы и руды выставляются на столе в специальных ящиках с этикетками названий и формул. Кристаллические образцы веществ демонстрируют в цилиндрических склянках с притертыми пробками.

Любому демонстрационному опыту отводится лектором небольшой промежуток времени и это требует от лекционного ассистента согласованности с объяснениями лектора.

В настоящее время вузовские лаборатории имеют в своем распоряжении ограниченный набор химических веществ. Кроме того, возможности и желания преподавателя резко ограничиваются ежемесячной отчетностью по расходу химических реагентов. Это приводит к тому, что преподаватель должен хорошо ориентироваться в наборе демонстрационных опытов, которые можно использовать на каждом конкретном занятии. Имея даже ограниченный набор реактивов, можно один и тот же демонстрационный опыт использовать на разных занятиях при изучении различных тем, но при этом необходимо правильно сформулировать вопросы учащимся по излагаемой теме и сделать соответствующие выводы. Во время демонстрации преподаватель должен объяснять все этапы опыта, приучая обучающихся наблюдать за происходящими изменениями.

Растворы для проведения лекционного химического эксперимента

Для стабильной работы по организации и проведению лекционного эксперимента необходимо иметь в лаборатории заранее приготовленные растворы нужной концентрации наиболее часто используемых химических веществ.

**Пропись для приготовления растворов различных реактивов,
необходимых для проведения лекционного эксперимента**

№ п/п	Название вещества	Формула вещества	Концентрация	Масса (объем) вещества, для приготовления 1 л р-ра	Моляр. масса, г/моль	Плотность р-ра, г/мл
1	Серная кислота	H ₂ SO ₄	18М	96%	98	1,84
2	Серная кислота	H ₂ SO ₄	1М	55,7 мл	-	-
3	Серная кислота	H ₂ SO ₄	30%	163 мл	-	-
4	Сернистая кислота	Дистиллированная вода насыщается сернистым газом SO ₂				
5	Соляная кислота	HCl	2М	164 мл	36,5	1,19
6	Соляная кислота	HCl	1М	82,4 мл	-	-
7	Азотная кислота	HNO ₃	2М	143 мл	63	1,4
8	Бромоватая кислота	2-3 капли брома смешивается с равным объемом серной кислоты.				
9	Щавелевая кислота	H ₂ C ₂ O ₄	0,25М	27 г	108	
10	Уксусная кислота	CH ₃ COOH	ледяная	100 %	60,03	1,05
11	Уксусная кислота	CH ₃ COOH	2М	120 мл	-	-
12	Винная кислота		0,5М	57 г	114	-
13	Натрий гидроксид	NaOH	2М	80 г	40	ЭКВ. 40
14	Натрий хлорид	NaCl	2М	117 г	58,5	ЭКВ. 58,5
15	Натрий гипохлорит	NaClO - 2 весовых части 50 % раствора гидроксида натрия смешивают с двумя весовыми частями льда и пропускают сильный ток хлора				
17	Натрий нитрит	NaNO ₂	1М	69	69	ЭКВ.69
18	Натрий нитрат	NaNO ₃	2М	170 г	85	ЭКВ.85
19	Натрий бромид	NaBr	0,5М	69,4г	138,95	ЭКВ.138.5
20	Натрий сульфат	Na ₂ SO ₄	1М	322г	322	ЭКВ.161
21	Натрий сульфат	Na ₂ SO ₄	0,5М	126,08г	252,16	ЭКВ.126
22	Натрий сульфит	Na ₂ SO ₃	0,5М	124,1г	248,2	ЭКВ 124,1
23	Натрий гидрокарбонат	NaHCO ₃	2М	168,2г	84,1	ЭКВ 84,1
24	Натрий карбонат	Na ₂ CO ₃	1М	286,2г	286,2	ЭКВ 143,1

25	Натрий карбонат	Na_2CO_3	0,5M	53г	106	ЭКВ 53
26	Натрий метафосфат	NaPO_3	1M	102г	102	ЭКВ 102
27	Натрий ортофосфат	Na_3PO_4	0,2M	76г	380	ЭКВ 127
28	Натрий силикат	Na_2SiO_3	10 %	100	122	ЭКВ 61
29	Натрий арсенат	Na_3AsO_4	0,2M	41,6г	208	ЭКВ 69
30	Натрий арсенит	Na_2AsO_3	0,25M	37	148	ЭКВ 74
31	Натрий сульфит	Na_2SO_3	0,5M	39г	78	ЭКВ 39
32	Натрий тетраборат	$\text{Na}_3\text{B}_4\text{O}_7$	0,3M	114,6г	382	ЭКВ 127
33	Натрий ацетат	CH_3COONa	1M	130г	130	ЭКВ 130
34	Калий гидроксид	KOH	2M	112г	56	ЭКВ 56
35	Калий гидроксид	KOH	30%	300г	-	-
36	Калий хлорид	KCl	2M	149г	74,5	ЭКВ 74,5
37	Калий бромид	KBr	0,5M	59,5г	119	ЭКВ 119
38	Калий иодид	KI	0,1M	16,6г	166	ЭКВ 166
39	Калий нитрат	KNO_3	2M	202г	101	ЭКВ 101
40	Калий нитрит	KNO_2	2M	170г	85	ЭКВ 85
41	Калий карбонат	K_2CO_3	1M	138,2г	138,2	ЭКВ 138,2
42	Калий сульфат	K_2SO_4	1M	174г	174	ЭКВ 87
43	Калий хромат	K_2CrO_4	0,25M	48,55г	194,2	ЭКВ 97,9
44	Калий дихромат	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	0,25M	73,55г	294,2	ЭКВ 147,1
45	Калий манганат	K_2MnO_4	0,1M	15,8г	158	ЭКВ 158
46	Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль)	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	0,1M	32,9г	329	ЭКВ 109,7
47	Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль)	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	0,1M	42,24г	422,4	ЭКВ 105,7
48	Калий роданид	KSCN	0,5M	48,6г	97,18	ЭКВ 97,18
49	Водный раствор аммиака	$(\text{NH}_3+\text{H}_2\text{O})$	25%		35,05	ЭКВ 35,05

50	Водный раствор аммиака	$(\text{NH}_3+\text{H}_2\text{O})$	2M	200 мл 25 % аммиака долить до литра водой.		
51	Аммоний хлорид	NH_4Cl	2M	107г	53,5	ЭКВ 53,5
52	Аммоний нитрат	NH_4NO_3	2M	160г	80	ЭКВ 80
53	Аммоний карбонат	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	1M	96г	96	ЭКВ 48
54	Аммоний сульфат	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	1M	132г	132	ЭКВ 66
55	Аммоний сульфид	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	600 мл 2M раствора гидрата аммония насыщают сероводородом и добавляют еще 400 мл аммиака.			
56	Аммоний полисульфид	$(\text{NH}_4)_n\text{S}_n$	Насыщают сульфид аммония серой			
57	Аммоний ацетат	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	0,25M	19,3г	77	77
58	Аммоний роданид	NH_4SCN	0,4M	30,4г	76	76
59	Аммоний молибдат	$(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$	150 г молибдата аммония нагревают в 500мл воды и доводят до 1л водой. Полученный раствор вливают при помешивании в 1 л азотной кислоты уд. в. 1,2. Выпадающий белый осадок отфильтровывается.			
60	Гидроксид кальция	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Насыщенный раствор отфильтровать.			
61	Кальций хлорид	CaCl_2	0,5M	109,5г	219	ЭКВ 109,5
62	Кальций нитрат	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,5M	118г	236	ЭКВ 118
63	Кальций сульфат	CaSO_4	Насыщенный раствор отфильтровать.			
64	Кальций ацетат	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$	0,5M	79г	158	ЭКВ 79
65	Стронций хлорид	SrCl_2	0,5M	133,3г	266,6	ЭКВ 133,3
66	Стронций нитрат	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	0,5M	105,8г	211,6	ЭКВ 105,8
67	Стронций сульфат	SrSO_4	Насыщенный раствор отфильтровать.			
68	Барий гидроксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Насыщенный раствор отфильтровать.			
69	Барий хлорид	BaCl_2	0,5M	122,2г	244,4	ЭКВ 122,2
70	Барий нитрат	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	0,5M	130,5г	261	ЭКВ 130,5
71	Магний хлорид	MgCl_2	0,5M	101,7г	203	ЭКВ 101,7
72	Магний нитрат	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	0,5M	128,3г	256,6	ЭКВ 128,3
73	Магний сульфат	MgSO_4	0,5M	123,3г	246,6	ЭКВ 123,3
74	Алюминий хлорид	AlCl_3	0,2M	48,2г	241,5	ЭКВ 80,5
75	Алюминий нитрат	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	0,3M	63,9г	213	ЭКВ 71

76	Алюминий сульфат	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	0,2М	68,4г	342	ЭКВ 57,2
77	Хром хлорид шестиводный	$\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,3М	79,8	266,5	ЭКВ 88,8
78	Хром хлорид безводный	CrCl_3	0,3М	47,55г	158,5	ЭКВ 53,8
79	Хром нитрат	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	0,3М	71,4г	238	ЭКВ 79,33
80	Хром сульфат	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	0,2М	78,4г	392	ЭКВ 65,33
81	Железо хлорное	$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,2М	54,1г	270,5	ЭКВ 90,2
82	Железо сульфат	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	0,2М	55,6г	278	ЭКВ 139
83	Марганец хлорид	$\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	0,2М	39,6г	198	ЭКВ 99
84	Марганец нитрат	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	0,2М	35,8г	179	ЭКВ 89,5
85	Марганец сульфат	$\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	0,2М	48г	241	ЭКВ 120,5
86	Никель хлорид	$\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,2М	47,5г	237,7	ЭКВ 118,8
87	Никель нитрат	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,2М	58,2г	290,8	ЭКВ 145,4
88	Никель сульфат	$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	0,2М	56,2г	281,2	ЭКВ 140,6
90	Свинец нитрат	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	0,2М	66,2г	331	ЭКВ 165,5
91	Свинец ацетат	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,2М	74,8г	374	ЭКВ 187
92	Висмут хлорид	BiCl_3	0,2М	63,1г	315,5	ЭКВ 105,2
93	Висмут нитрат	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,2М	88,2г	441	ЭКВ 147
94	Медь хлорид	$\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	0,2М	34,2г	171	ЭКВ 85,5
95	Медь нитрат	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	0,2М	48,4г	242	ЭКВ 121
96	Медь сульфат	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	0,2М	50г	250	ЭКВ 125
97	Кадмий хлорид	$\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	0,2М	43,8г	219	ЭКВ 109,5
98	Кадмий нитрат	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	0,2М	61,6г	308	ЭКВ 154
99	Кадмий сульфат	$\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$	0,2М	68,4г	342	ЭКВ 171
100	Сурьма треххлористая	SbCl_3	Берется 2-3 г. треххлористой сурьмы и растворяется в небольшом количестве соляной кислоты /1,19/. Раствор разбавляется водой до появления мути от 1 капли.			
101	Олово хлорид (2)	$\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	0,2М	45,2 г	226	ЭКВ 113
			Растворяют в конц. соляной кислоте.			
102	Олово хлорид (4)	SnCl_4	0,2М	52,2г	261	ЭКВ 65,2
103	Серебро нитрат	AgNO_3	0,1М	17г	170	ЭКВ 170

104	Пероксид водорода	H_2O_2	3%	30г	34	
105	Хлорная вода	Cl_2+H_2O	Дистиллированная вода насыщается хлором.			
106	Бромная вода	Br_2+H_2O	Дистиллированная вода насыщается бромом.			
107	Йодная вода	I_2+H_2O	Дистиллированная вода с йодом.			
108	Сероводородная вода	H_2S+H_2O	Дистиллированная вода насыщается сероводородом.			
	Для получения сероводорода серная кислота готовится					1:5
	Для получения водорода серная кислота готовится					1:5
	Для получения углекислого газа соляная кислота готовится					1:2
	Для получения водорода соляная кислота готовится					1:3

Существует несколько *способов выражения концентрации растворов* - содержания растворенного вещества в растворе.

1. *Массовая доля (%)* – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$w = \frac{m_{\text{раств.вещ-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

2. *Молярная концентрация* (моль/л или М) – отношение количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C_M = \frac{V_{\text{вещ-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

3. *Моляльная концентрация* (моль/кг) – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя:

$$C_m = \frac{V_{\text{вещ-ва}}}{m_{\text{р-ля}}}$$

4. *Молярная доля* – отношение числа моль растворенного вещества к сумме числа моль растворителя и растворенного вещества:

$$N = \frac{V_{\text{вещ-ва}}}{V_{\text{вещ-ва}} + V_{\text{р-ля}}}$$

При добавлении в раствор (с заданной концентрацией вещества W_1) воды, происходит увеличение массы раствора, а масса растворенного вещества не меняется. Поэтому массовая доля вещества в полученном растворе после добавления воды рассчитывается по формуле:

$$W_2 = m_{\text{в-ва}} / \{m_{\text{р-ра}} + m(\text{H}_2\text{O})\}$$

и полученная величина меньше массовой доли исходного раствора.

При добавлении к какому-то раствору дополнительного количества растворенного вещества происходит одновременное увеличение массы вещества и массы раствора, что приводит к повышению массовой доли вещества в полученном растворе, которую можно рассчитать по формуле:

$$W_2 = (m_{\text{в-ва}} + X) / (m_{\text{р-ра}} + X),$$

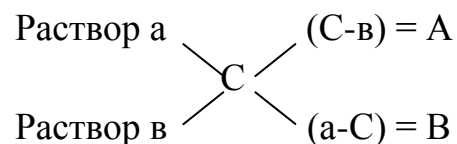
где X – масса добавляемого вещества.

Использование «правила креста» при смешивании растворов

Очень часто приходится готовить растворы из более концентрированных растворов того вещества. Если раствор разбавить водой, то его концентрация изменится обратно пропорционально изменению объема. То же самое происходит при смешивании нескольких растворов разной концентрации.

При вычислении по «правилу креста» пользуются простой схемой: количества смешиваемых растворов обратно пропорциональны абсолютным разностям между их концентрациями и концентрацией искомого раствора.

В общем случае схема решения задач по «правилу креста» имеет вид:



A – масса раствора А; B – масса раствора В; a – концентрация раствора А (раствора с большей концентрацией); b – концентрация раствора В (раствора с меньшей концентрацией); C – концентрация, которую требуется получить.

Справа пишут искомые массы растворов, которые получают вычитанием по направлению линии креста из большей величины меньшей. *Например*, какие массы 80%-ного и 10%-ного растворов серной кислоты нужно взять для приготовления 1400 г 40%-ного раствора?

По «правилу креста» находят соотношение m_A / m_B

Раствор А	80	\	/	30	$40 - 10 = 30$
		/	\		
Раствор В	10	\	/	40	$80 - 40 = 40$

Таким образом, необходимо взять 30 весовых частей 80%-ного раствора и смешать с 40 весовыми частями 10%-ного раствора серной кислоты.

Для определения массы растворов А и В, заданную массу раствора (в нашем случае 1400) делят на сумму весовых частей (30 + 40) и умножают на число весовых частей каждого раствора:

$$A = 1400 \cdot 30 / (30 + 40) = 600 \text{ г}$$

$$B = 1400 \cdot 40 / (30 + 40) = 800 \text{ г.}$$

Задачи на разбавление растворов чистым растворителем также решают по «правилу креста», при этом чистый растворитель считают за второй раствор с концентрацией, равной 0.

Например, какой объем воды надо прибавить к 100 г 20% раствора КОН, чтобы получить 5% раствор?

По «правилу креста» находят соотношение m_A / m_B

Раствор А (КОН)	20	\	/	5	$5 - 0 = 5$
		/	\		
Раствор В (вода)	0	\	/	15	$20 - 5 = 15$

Таким образом, необходимо взять 5 г раствора КОН и смешать с 15 г воды. В задаче дано 100 г КОН, следовательно, воды потребуется 300 г.

Решим обратную задачу: какую массу гидроксида калия нужно добавить к 100 г 5% раствора щелочи, чтобы получить 20% раствор?

По «правилу креста» находят соотношение m_A / m_B

Раствор КОН	5	\	/	80	$100 - 20 = 80$
		/	\		
Гидроксид калия	100	\	/	15	$20 - 5 = 15$

Таким образом, необходимо взять 15 г твердого КОН и смешать с 80 г 5% раствора КОН. В задаче дано 100 г раствора, следовательно, необходимо добавить 19,75 г кристаллического вещества гидроксида калия.

Глава 1. Типы химических реакций

Опыт 1. *Термическое разложение гидрокарбоната меди (II)*

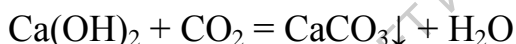
(реакция разложения, реакция без изменения степени окисления атомов элементов)

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка, горелка, пробиркодержатель, лучина, твердый гидрокарбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

Выполнение. В большую пробирку из тугоплавкого стекла поместите 2 – 3 г $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Закрепите пробирку в держателе и нагревайте в пламени горелки до начала разложения:



Обратите внимание на изменение окраски содержимого пробирки. Выделение CO_2 докажете по затуханию тлеющей лучины или по помутнению известковой воды (в этом случае, перед началом нагревания пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и подготовьте пробирку с известковой водой):



Обратите внимание на конденсацию воды на холодных стенках пробирки.

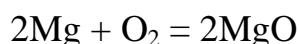
Вывод: данная реакция относится к реакциям разложения.

- Данный опыт можно использовать при изучении темы «Основные классы неорганических соединений» как способ получения оксидов

Опыт 2. *Реакция взаимодействия магния с кислородом воздуха*
(реакция соединения, реакция с изменением степени окисления атомов)

Оборудование и реактивы. Пинцет, горелка, стружка магния, материальная склянка, покровное стекло, вода, раствор фенолфталеина.

Выполнение. Налейте в склянку слой воды ~ 1 см, добавьте раствор фенолфталеина. Обратите внимание, что фенолфталеин остается бесцветным. С помощью пинцета подожгите магний в пламени горелки и внесите магний в склянку, не касаясь воды, прикройте покровным стеклом. Обратите внимание на образование порошка *белого* цвета:



Растворите порошок в воде, отметьте, что изменение окраски фенолфталеина происходит во времени, так как оксид магния малорастворим в воде.

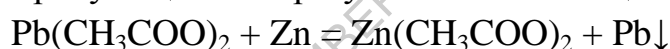
Вывод: данная реакция относится к типу реакций соединения. Реакция окислительно-восстановительная, экзотермическая, гетерогенная (разные типы классификации химических реакций).

- Данный опыт можно использовать при изучении тем «Основные классы неорганических соединений», «Общие свойства металлов», «Кислород»

Опыт 3. **Вытеснение свинца цинком из раствора ацетата свинца** (реакция замещения, реакция с изменением степени окисления атомов элементов)

Оборудование и реактивы. Широкий цилиндр емкостью 250 см³. Стеклянная палочка. Нитка. 1% - ный раствор ацетата свинца Pb(CH₃COO)₂. Уксусная кислота CH₃COOH (1 М). Цинк (расплющенная гранула или несколько гранул в полимерной сеточке).

Выполнение. Поместите в цилиндр 200 мл 1%-ного раствора ацетата свинца, добавьте немного уксусной кислоты и опустите в него расплющенную гранулу цинка, подвешенную на нитке с помощью стеклянной палочки. Через некоторое время на грануле цинке образуется налет свинца:



Во времени происходит образование красивых кристаллов свинца-«сатурново дерево». В зависимости от техники исполнения эксперимента можно получить вытесняемый свинец различного вида.

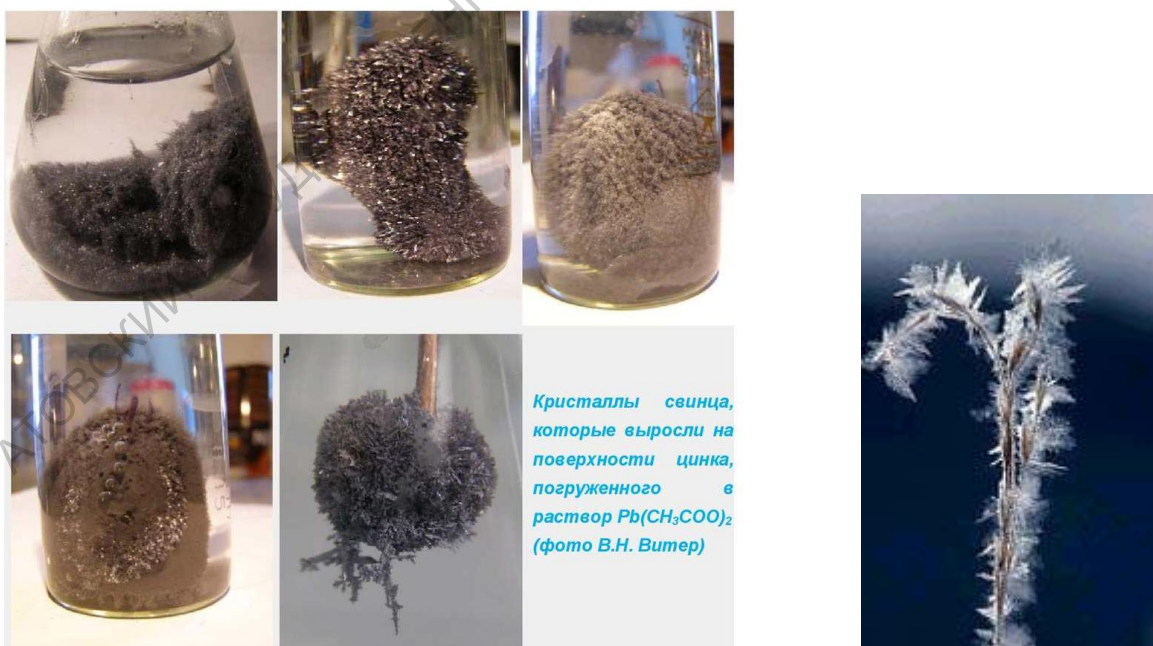


Рис. 1. «Сатурново дерево» - вытеснение менее активного металла (свинца) более активным металлом (цинком)

Рекомендация: провести опыт за несколько дней до лекции и выставить в готовом виде на демонстрационный стол.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Общие свойства металлов», «Цинк и его соединения», «Свинец и его соединения».*

Вывод: более активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов их солей. *(Нельзя использовать металлы, растворимые в воде).*

Опыт 4. **Получение гидроксида меди (II)** (реакция обмена, реакция без изменения степени окисления атомов элементов)

Оборудование и реактивы. Подъемный демонстрационный столик с белой столешницей. Стакан емкостью 100 мл. Растворы (1М) CuSO_4 и NaOH .

Выполнение. В стакан налейте раствор сульфата меди и прилейте раствор щелочи до образования *ярко голубого* осадка гидроксида меди:

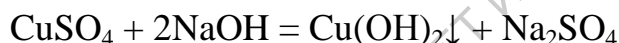


Рис. 2. Гидроксид меди (II) — $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Вывод: общим способом получения нерастворимых в воде оснований является взаимодействие растворимых солей металлов с растворами щелочей. Получение нерастворимых в воде амфотерных гидроксидов проводят при недостатке щелочи.

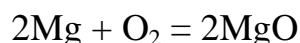
- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Общие свойства металлов», «Медь и ее соединения», «Основные классы неорганических соединений».*

Глава 2. Классы химических веществ

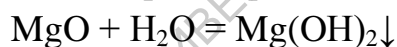
Опыт 5. Основные оксиды и гидроксиды

Оборудование и реактивы. Подъемный демонстрационный столик, стеклянная палочка, пинцет, промывалка с дистиллированной водой, капельница с индикатором, разбавленная соляная кислота (2 М), химические стаканы (цилиндры или материальные склянки) емкостью 200 мл (2 шт), стружка магния.

Выполнение. С помощью пинцета подожгите магний в пламени горелки. Этот процесс сопровождается ярким пламенем и образованием порошка белого цвета. Образуется оксид магния:



В химический стакан налейте 50-100 мл дистиллированной воды и добавьте 4-5 капель раствора индикатора фенолфталеина. Полученный оксид магния поместите в химический стакан с дистиллированной водой и индикатором. Со временем раствор окрашивается в малиновый цвет: образуется щелочная среда за счет взаимодействия основного оксида магния с водой (оксид магния незначительно растворим в воде):



и происходит частичная диссоциация:



Содержимое стакана разделите на две части, одну часть оставьте для сравнения, а к другой части прилейте разбавленный раствор соляной кислоты до исчезновения окраски и превращения суспензии в прозрачный раствор:



Вывод: одним из способов получения основных оксидов является сжигание металлов на воздухе (прямой синтез). Растворение основного оксида в воде – способ получения основного гидроксида.

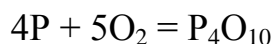
- Данный опыт можно использовать при изучении тем «Общие свойства металлов», «Основные классы неорганических соединений».

Опыт 6. Кислотные оксиды и кислотные гидроксиды

Оборудование и реактивы. Большая стеклянная воронка, промывалка с дистиллированной водой, химический стакан емкостью 200-300 мл, стеклянная

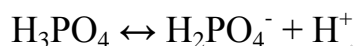
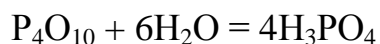
палочка, шпатель, капельница с индикатором лакмусом, красный фосфор, керамическая плитка.

Выполнение. Небольшую порцию красного фосфора поместите на керамическую плитку, над ней установите большую стеклянную воронку таким образом, чтобы под край воронки поступал воздух. Подожгите фосфор. Пламя должно находиться под воронкой, а образующийся оксид фосфора:



P_4O_{10} – белый дым будет конденсироваться на внутренней холодной поверхности воронки.

После окончания горения белый твердый оксид фосфора P_4O_{10} смывают дистиллированной водой с внутренней стороны стеклянной воронки в стакан и добавляют несколько капель индикатора лакмуса. Раствор окрашивается в *ярко-розовый* цвет, что доказывает наличие кислотной среды:



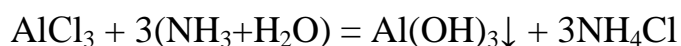
Вывод: кислотные оксиды можно получить при сжигании простых веществ-неметаллов. Растворение кислотного оксида в воде – способ получения кислотного гидроксида.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Общие свойства неметаллов», «Фосфор и его соединения», «Основные классы неорганических соединений».*

Опыт 7. Амфотерные гидроксиды – получение и свойства

Оборудование и реактивы. Подъемный демонстрационный столик, химические стаканы емкостью 200 мл, разбавленные (5%-ные или 0,5M) растворы хлорида алюминия $AlCl_3$ и сульфата хрома (III) $Cr_2(SO_4)_3$ (1M). Разбавленная соляная (хлороводородная кислота) (1:2), водный раствор гидроксида натрия (10%-ный), разбавленный раствор аммиака (1:5).

Выполнение. В стакан налейте приблизительно 50 мл раствора хлорида алюминия ($AlCl_3$). Затем добавьте небольшими порциями водный раствор аммиака (NH_3+H_2O) до образования белого, студенистого осадка гидроксида алюминия:



Введение избытка аммиака не приводит к растворению гидроксида алюминия, в отличие от растворов щелочей.

Полученный гидроксид алюминия разделите на 3 части:

1 стакан – оставьте для сравнения

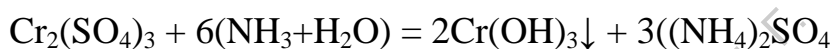
2 стакан - к гидроксиду алюминия добавьте разбавленной соляной кислоты и наблюдайте растворение осадка и образование бесцветного раствора хлорида алюминия:



3 стакан - к гидроксиду алюминия добавьте разбавленной раствора гидроксида натрия до растворения осадка и образования прозрачного бесцветного раствора соли алюминия – тетрагидроксоалюмината натрия:



Проведите аналогичные операции с раствором сульфата хрома. При этом происходит осаждение серо-зеленого гидроксида хрома и растворение его в кислотах и щелочах:



(окраска раствора после реакции фиолетово-синяя)



(окраска раствора гексагидроксохромат натрия изумрудно-зеленая)

Вывод: амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде, их можно получить при взаимодействии растворимых солей металлов с недостатком щелочи или водного раствора аммиака.

- Данный опыт можно использовать при изучении тем «Общие свойства металлов», «Хром и его соединения», «Основные классы неорганических соединений».

Опыт 8. *Кислые соли – получение и свойства*

Оборудование и реактивы. Аппарат Киппа для получения CO_2 , большие пробирки, пробиркодержатель, горелка, раствор гидроксида кальция (известковая вода).

Зарядка аппарата Киппа: выньте пробку с газоотводной трубкой с из среднего резервуара и через боковое отверстие загрузите в него мрамор. Закройте пробкой с газоотводной трубкой 2. Откройте кран 4 и залейте через воронку в верхний резервуар 5 разбавленную соляную кислоту, чтобы она заполнила весь нижний резервуар 6. Уровень кислоты должен покрывать слой мрамора. При контакте мрамора с кислотой происходит выделение углекислого газа. Газ заполняет объем среднего резервуара 3 и начинает выходить через газоотводную трубку 2. Через 1-2 минуты кран 4 можно закрыть. При закрытом кране реакция выделения газа продолжается некоторое

время и часть кислоты вытесняется из резервуара 3 в резервуар 5. Заключительный этап подготовки к работе с аппаратом Киппа – это установка водного затвора 1.

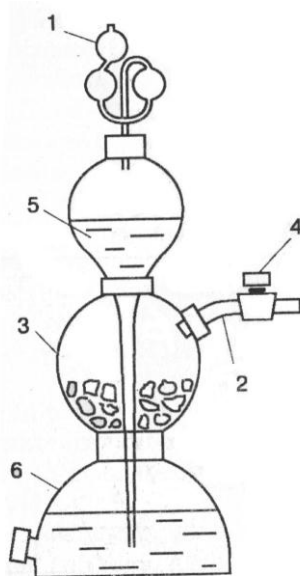
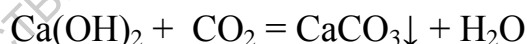
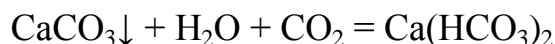


Рис. 3. Аппарат Киппа: 1 – водный затвор; 2 – газоотводная трубка; 3 – средний резервуар; 4 – кран; 5 – верхний резервуар; 6 – нижний резервуар.

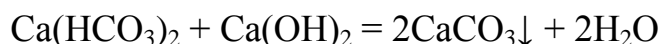
Выполнение. Налейте в большую пробирку раствор гидроксида кальция и с помощью газоотводной трубки пропустите ток CO_2 из аппарата Киппа до помутнения раствора, обусловленное образованием средней соли карбоната кальция, малорастворимой в воде:



В полученную суспензию продолжите пропускание CO_2 до растворения средней соли и образования бесцветного раствора кислой соли гидрокарбоната кальция:



Полученный раствор разделите на 2 пробирки, в первую прилейте раствор гидроксида кальция до помутнения раствора:



(проявление кислотных свойств гидрокарбоната кальция)

Вторую пробирку нагрейте до кипения:



Наблюдаемые эффекты показывают процессы получения и разрушения кислой соли и превращения ее в среднюю.

Вывод: к образованию кислых солей способны двух- и более основные кислоты. Кислые соли образуются при избытке кислоты; средние соли – при стехиометрических соотношениях кислоты и щелочи.

- Реакция взаимодействия известковой воды с углекислым газом используется как качественная для его обнаружения.
- Проведенный химический эксперимент может быть использован при изучении темы «Углерод и его соединения»

Опыт 9. Свойства кислой соли – гидросульфата натрия

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (5 шт), порошок магния, свежеполученный оксид меди (II) CuO, свежеполученный гидроксид меди (II) Cu(OH)₂, кристаллический карбонат натрия Na₂CO₃, раствор 10%-ный гидросульфата натрия NaHSO₄.

Выполнение. В химические стаканы поместите одинаковые объемы раствора гидросульфата натрия и добавьте поочередно:

в 1 - порошок магния:



(происходит растворение магния и выделение водорода, проявление кислотных свойств)

в 2 - оксид меди CuO:



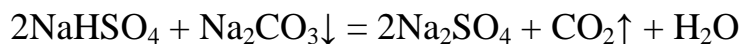
(происходит растворение осадка черного цвета и образование раствора голубого цвета, проявление кислотных свойств)

в 3 – гидроксид меди (II) Cu(OH)₂:



(происходит растворение осадка и образование раствора голубого цвета, проявление кислотных свойств)

в 4 – кристаллический карбонат натрия Na₂CO₃:



(происходит растворение карбоната натрия и выделение газа CO₂, проявление кислотных свойств)

в 5 – растворимую соль бария BaCl₂:



(происходит образование белого осадка, нерастворимого в воде и в кислотах, проявление свойств соли – качественная реакция на сульфат-ион)

Вывод: кислые соли проявляют двойственные свойства – свойства кислоты и свойства соли. Степень проявления кислотных свойств зависит от

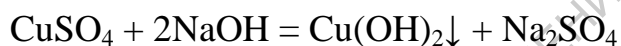
силы кислоты, образующей кислую соль. К образованию кислых солей способны двух- и более основные кислоты.

- *Данный опыт можно использовать при изучении темы «Сера и ее соединения»*

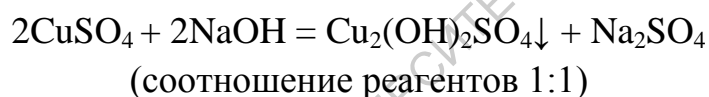
Опыт 10. **Основные соли – получение и свойства**

Оборудование и реактивы. Большие термостойкие пробирки, горелка, пробиркодержатели, растворы (1М) сульфата меди CuSO_4 и гидроксида натрия NaOH .

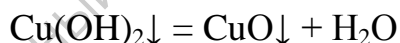
Выполнение. В две пробирки налейте одинаковое количество раствора сульфата меди и прилейте в 1 пробирку – избыток раствора гидроксида натрия до образования студенистого ярко голубого осадка гидроксида меди:



Во 2 пробирку - несколько капель раствора гидроксида натрия до образования осадка цвета бирюзы:



Содержимое каждой пробирки нагрейте, эффект образования осадка черного цвета в первой пробирке доказывает получение оксида меди при термическом разложении гидроксида меди:



Отсутствие изменения окраски во второй пробирке доказывает образование основной соли и термическую устойчивость дигидроксосульфата меди (II). При добавлении разбавленной серной кислоты происходит растворение осадка:



Вывод: к образованию основных солей способны двух- и более кислотные основания. Основные соли проявляют двойственные свойства – свойства оснований и солей.

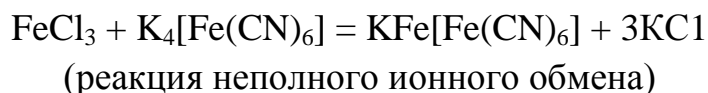
- *Данный эксперимент можно использовать при изучении темы «Медь и ее соединения»*

Опыт 11. **Комплексные соли – получение и свойства**

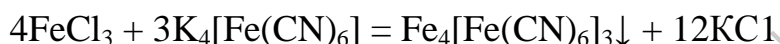
а) получение и свойства комплексных солей железа

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (4 шт.), разбавленные растворы хлорида железа (III) и сульфата железа (II), комплексных солей $K_4[Fe(CN)_6]$ и $K_3[Fe(CN)_6]$.

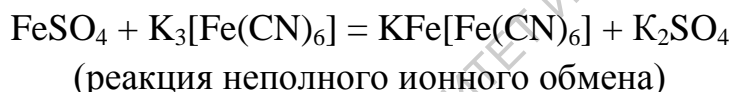
Выполнение. В стакан с раствором соли хлорида железа (III) $FeCl_3$ прилейте небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдаемый эффект показывает образование «берлинской лазури» состава $KFe[Fe(CN)_6]$ (синего цвета коллоидная, растворимая форма):



Если происходит реакция полного ионного обмена, то образуется нерастворимая форма «берлинской лазури»:



Аналогично проведите взаимодействие раствора соли сульфата железа (II) $FeSO_4$ с раствором гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдаемый эффект показывает образование «турнбуллевой сини» состава $KFe[Fe(CN)_6]$ (синего цвета коллоидная, растворимая форма):



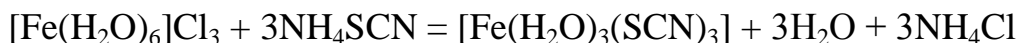
Если происходит реакция полного ионного обмена, то образуется нерастворимая форма:



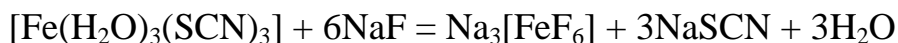
б) реакции конкурирующего комплексообразования

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (2 шт.), разбавленные растворы гексаакважелеза (III) $[Fe(H_2O)_6]Cl_3$, тиоцианата аммония NH_4SCN , фторида натрия NaF .

Выполнение. Поместите в 2 химических стакана приблизительно по 25 мл раствора хлорида гексаакважелеза (III) $[Fe(H_2O)_6]Cl_3$ и добавьте раствор тиоцианата аммония NH_4SCN до образования раствора *кирпично-красного* цвета, считая, что их взаимодействие происходит по указанному уравнению реакции:



Добавьте к содержимому одного из стаканов концентрированный раствор фторида натрия (или калия) до обесцвечивания смеси, обусловленного образованием фторидного комплекса:

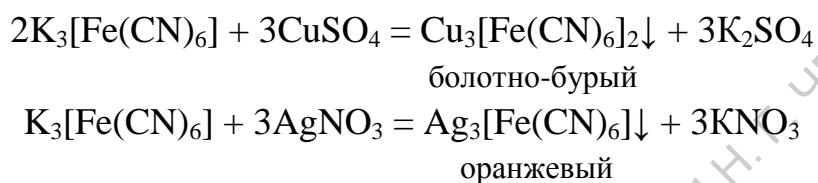


Возможность разрушения тиоцианатного комплекса обусловлена большей величиной константы устойчивости фторидного ($1,26 \cdot 10^{16}$) комплекса железа (III) по сравнению с тиоцианатным ($1,7 \cdot 10^3$).

в) реакции ионного обмена с участием комплексных соединений

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (2 шт), растворы солей гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$, сульфата меди (II) $CuSO_4$, нитрата серебра $AgNO_3$.

Выполнение. Налейте в два стакана по 20 мл раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$, в первый стакан добавьте раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$, а в другой – нитрат серебра $AgNO_3$ до образования осадков характерного цвета

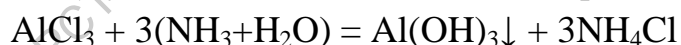


- Указанные демонстрационные опыты можно использовать при изучении темы «Железо и его соединения» или темы «Растворы – реакции ионного обмена»

г) получение и свойства гидросокомплекса алюминия

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (2 шт), растворы соли алюминия (хлорида алюминия), гидроксида натрия.

Выполнение. В стакан налейте приблизительно 50 мл раствора соли алюминия. Затем добавьте небольшими порциями водный раствор гидроксида натрия до образования студенистого белого осадка гидроксида алюминия:



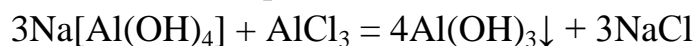
Полученный гидроксид алюминия разделите на 2 части:

1 стакан – оставляют для сравнения

2 стакан - к гидроксиду алюминия добавьте разбавленный раствор гидроксида натрия до растворения осадка и образования прозрачного бесцветного раствора соли алюминия – тетрагидроксоалюмината натрия:



В полученный раствор комплексной соли добавьте избыток раствора исходной соли алюминия до образования белого осадка гидроксида алюминия и убедитесь, что гидросокомплекс алюминия устойчив только в щелочной среде и разрушается в кислотной среде:



Вывод: амфотерные металлы образуют гидроксокомплексы в щелочной среде, которые разрушаются при добавлении любых растворов, имеющих кислотную среду.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Амфотерные гидроксиды и их свойства»; «Алюминий и его соединения», «Основные классы неорганических соединений»*

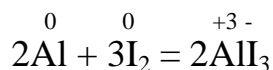
САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО

Глава 3. Окислительно-восстановительные реакции

Опыт 12. *Взаимодействие алюминия с иодом*

Оборудование и реактивы. Керамическая плитка, фарфоровая ступка, стеклянная пипетка, шпатель, стеклянный колокол, стакан с водой, капельница с разбавленной соляной кислотой, кристаллический иод, порошок алюминия, разбавленная соляная кислота (1:1).

Выполнение. Кристаллический иод (0,7г) растирают в ступке, смешивают с сухой алюминиевой пудрой (0,1г) и помещают полученную смесь на керамическую плитку, укладывают горкой, на вершине делают углубление и с помощью пипетки добавляют несколько капель воды, которая вызывает протекание реакции:



Реагирующую смесь накрывают стеклянным колоколом. Взаимодействие сопровождается выделением большого количества теплоты, наблюдается вспышка и выделение большого количества фиолетовых паров иода.

- *Если при добавлении воды протекание реакции не наблюдается, то очевидно, что на поверхности частиц алюминия при хранении на воздухе образовалась пленка оксида алюминия. Для начала реакции в этом случае нужно использовать вместо воды раствор соляной кислоты.*

Вывод: данная реакция является окислительно-восстановительной; тип реакции – межмолекулярная, т.к. окислитель и восстановитель находятся в составе разных веществ.

Опыт 13. *Влияние кислотности среды на ход окислительно-восстановительной реакции*

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (4 шт), растворы (1М) перманганата калия, серной кислоты, гидроксида натрия, сульфата натрия, промывалка с дистиллированной водой.

Выполнение. В 4 химических стакана налейте приблизительно по 20 мл раствора перманганата калия.

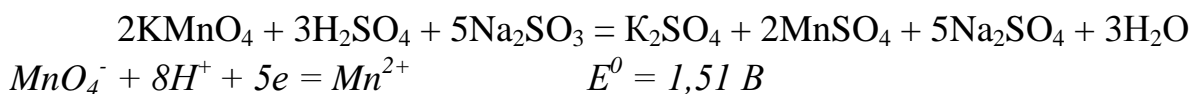
В первый и четвертый добавьте воды (приблизительно 20 мл).

Во второй – разбавленной серной кислоты (приблизительно 20 мл).

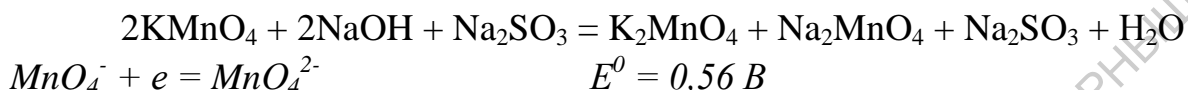
В третий – раствор гидроксида натрия (приблизительно 20 мл).

Первый стакан оставьте для сравнения: окраска раствора перманганата калия фиолетово-малиновая. В остальные стаканы прилейте раствор сульфита натрия или калия до изменения окраски:

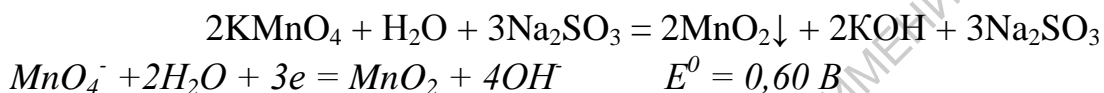
Во втором стакане (кислая среда) - раствор обесцвечивается:



В третьем стакане (щелочная среда) - раствор приобретает зеленый цвет:



В четвертом стакане (нейтральная среда) - раствор мутнеет из-за образования диоксида марганца бурого цвета:

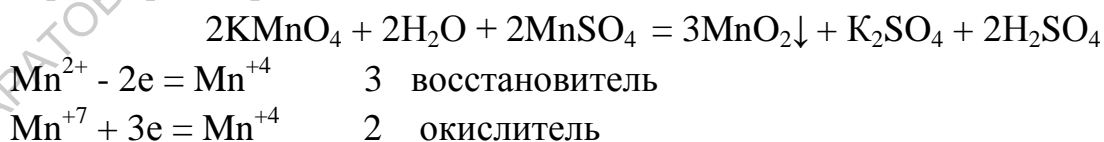


Вывод: в кислой среде перманганат-ион проявляет наиболее сильные окислительные свойства, на это указывает величина стандартного окислительно-восстановительного потенциала. Тип реакции – межмолекулярная.

Опыт 14. *Окислительные свойства элемента в зависимости от его степени окисления*

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (2 шт), промывалка с дистиллированной водой, растворы (1М) перманганата калия и сульфата марганца (II).

Выполнение. Налейте в 2 стакана приблизительно по 20 мл разбавленного раствора перманганата калия, первый оставьте для сравнения, во второй - добавьте по каплям раствор сульфата марганца (II) до изменения окраски раствора:



Вывод: окислительно-восстановительные свойства соединений марганца зависят от степени окисления элемента: с увеличением степени окисления окислительные свойства соединения увеличиваются.

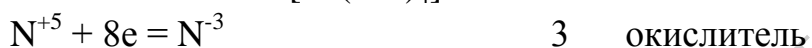
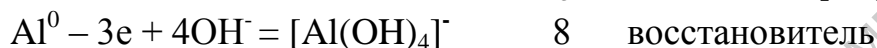
- *Данные опыты можно использовать при изучении темы «Марганец и его соединения»*

Опыт 15. *Окислительные свойства нитрата натрия*

Оборудование и реактивы. Пробирка, раствор гидроксида натрия (30%), стружка алюминия, раствор нитрата натрия NaNO_3 или калия KNO_3 , универсальный индикатор, фильтровальная бумага.

Выполнение. Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия, добавьте концентрированный (30%) раствор щелочи и раствор нитрата натрия (или калия). Обратите внимание на выделение газа.

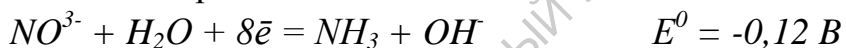
Напишите уравнение реакции, используя *метод электронного баланса*, укажите значения *стандартных потенциалов* и отметьте ваши наблюдения:



Докажите выделение аммиака NH_3 с помощью универсальной индикаторной или фенолфталеиновой бумаги по изменению окраски:



Вывод: Нитрат-ион проявляет сильные окислительные свойства в щелочной среде:



Процесс комплексообразования увеличивает восстановительные свойства металла. Значение стандартного потенциала алюминия уменьшается от величины $E^0(\text{Al}^{+3}/\text{Al}^0) = -1,66 \text{ В}$ до $E^0([\text{Al}(\text{OH})_4^-]/\text{Al}^0) = -2,34 \text{ В}$. Чем меньше алгебраическая величина стандартного потенциала, тем сильнее восстановительные свойства металла.

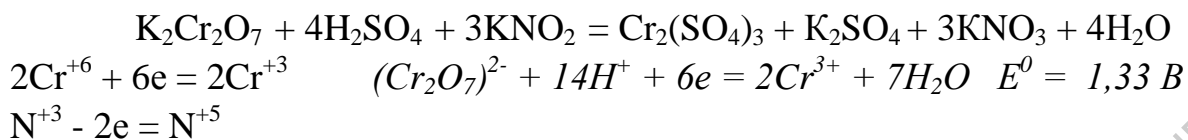
- *Данный опыт можно использовать для установления влияния процесса комплексообразования на протекание ОВР.*

Опыт 16. *Окислительные свойства соединений хрома (VI) в кислой среде*

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 50 – 100 мл. Разбавленные растворы дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, серной кислоты H_2SO_4 , нитрита калия KNO_2 .

Выполнение. Налейте в стакан 20 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, прилейте раствор нитрита калия KNO_2 (или натрия). Наблюдайте изменение окраски продуктов реакции.

Напишите уравнение ОВР, используя метод электронного баланса, выпишите соответствующие полуреакции с величинами стандартных потенциалов:



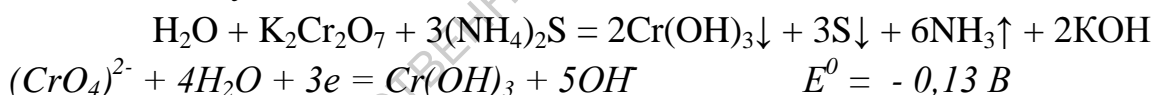
Наблюдения: оранжевая окраска исходного раствора меняется на зеленую, характерную для солей хрома (+3).

Вывод: тип реакции – межмолекулярная окислительно-восстановительная.

Опыт 17. *Окислительные свойства соединений хрома (VI) в нейтральной среде*

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка, разбавленные растворы дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, сульфида аммония $(NH_4)_2S$.

Выполнение. К 4-5 мл раствора дихромата калия прилейте раствор сульфида аммония. Напишите уравнение ОВР, используя метод электронного баланса, выпишите соответствующие полуреакции с величинами стандартных потенциалов, укажите окислитель и восстановитель:



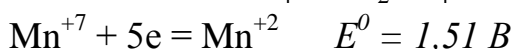
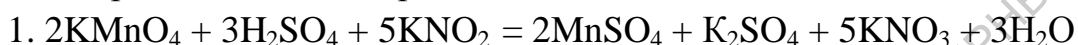
Наблюдения: обратите внимание на помутнение раствора за счет образования гидроксида хрома и коллоидной серы; а также на изменение окраски с оранжевой на серо-зеленую.

Вывод: в кислой среде дихромат калия проявляет наиболее сильные окислительные свойства ($E^0 = 1,33 \text{ В}$) и при этом продуктом восстановления является соль хрома (+3) той кислоты, которая создает среду. В нейтральной среде окислительные свойства дихромата значительно уменьшаются, на что указывает величина стандартного потенциала ($E^0 = -0,13 \text{ В}$). Продуктом восстановления является гидроксид хрома (+3).

Опыт 18. *Окислительно-восстановительная двойственность нитрита NO_2^-*

Оборудование и реактивы. 2 химических стакана емкостью 50 – 100 мл. Растворы перманганата калия KMnO_4 , иодида калия KI , серной кислоты H_2SO_4 (1М), нитрита калия KNO_2 .

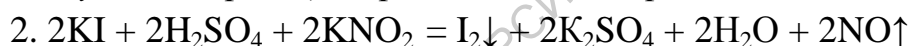
Выполнение. Налейте в один стакан раствор перманганата калия KMnO_4 , а в другой - иодида калия KI и в каждую добавьте разбавленной серной кислоты H_2SO_4 для создания среды. Затем в каждую пробирку внесите небольшое количество раствора нитрита калия KNO_2 (или натрия). Напишите уравнения реакций (метод электронного баланса, МЭБ), соответствующие полуреакции и укажите значения стандартных потенциалов, отметьте ваши наблюдения, рассчитайте ЭДС реакции.



Наблюдения: фиолетово-малиновая окраска исчезает и раствор после реакции обесцвечивается.

ЭДС реакции: $E^0_{\text{ок-ля}} - E^0_{\text{в-ля}} = 1,51 - 0,94 = 0,57 \text{ В}$

В стандартных условиях реакция протекает самопроизвольно.



Наблюдения: содержимое стакана приобретает бурый, вплоть до черного цвет, за счет образования кристаллического иода, нерастворимого в воде.

ЭДС реакции: $E^0_{\text{ок-ля}} - E^0_{\text{в-ля}} = 1,0 - 0,54 = 0,46 \text{ В}$

В стандартных условиях реакция протекает самопроизвольно.

Вывод: нитрит-ион проявляет окислительно-восстановительную двойственность, окислительные и восстановительные свойства выражены в одинаковой степени, на это указывают величины стандартных потенциалов.

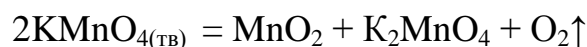
- *Данные опыты можно использовать при изучении темы «Азот и его соединения».*

Опыт 19. Термическое разложение перманганата калия

Оборудование и реактивы. Пробирка, пробиркодержатель, горелка, лучинка, спички. Перманганат калия KMnO_4 кристаллический.

Выполнение. Поместите в сухую термостойкую пробирку немного кристаллического перманганата калия, закрепите в пробиркодержателе и

нагревайте в пламени горелки, слегка наклонив отверстие пробирки слегка вниз, до начала разложения. Обратите внимание на характерное потрескивание при разрушении кристаллов. Докажите выделение кислорода по вспыхиванию тлеющей лучины:



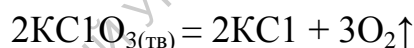
Вывод: тип реакции – внутримолекулярная окислительно-восстановительная, элемент – окислитель и восстановитель находятся в составе одной молекулы.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Марганец и его соединения»; «Кислород».*

Опыт 20. *Термическое разложение хлората калия*

Оборудование и реактивы. Пробирка, пробиркодержатель, горелка, лучинка, спички. Хлорат калия KClO_3 кристаллический. Диоксид марганца MnO_2 .

Выполнение. Поместите в сухую термостойкую пробирку немного кристаллического хлората калия в смеси с диоксидом марганца (катализатор) и осторожно нагревайте в пламени горелки до начала выделения кислорода, образование которого докажите по вспыхиванию тлеющей лучинки:



Вывод: тип реакции – внутримолекулярная окислительно-восстановительная.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Кислород», «Галогены и их соединения».*

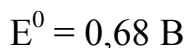
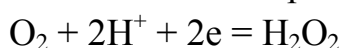
Опыт 21. *Каталитическое разложение пероксида водорода*

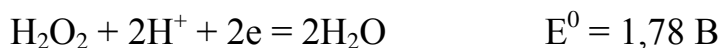
Оборудование и реактивы. Химический стакан емкостью 200 или 400 мл, шпатель, лучина, спички, газовая горелка, водный раствор (3-5%-ный) раствор пероксида водорода H_2O_2 , диоксид марганца MnO_2 .

Выполнение. В химический стакан налейте на 1/3 его емкости раствор пероксида водорода и с помощью шпателя внесите диоксид марганца MnO_2 (катализатор). Наблюдайте бурное выделение кислорода при дисмутации (диспропорционировании) пероксида водорода:



Выделение кислорода докажите по вспыхиванию тлеющей лучины.





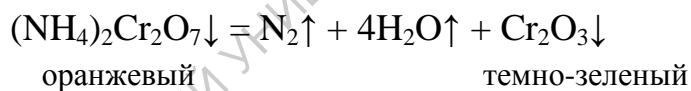
Вывод: тип реакции – внутримолекулярная; пероксид водорода обладает окислительно-восстановительной двойственностью, окислительные свойства преобладают, на это указывает величина стандартного потенциала.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Пероксид водорода», «Кислород»*

Опыт 22. Термическое разложение дихромата аммония («Вулкан»)

Оборудование и реактивы. Треножник. Медная, керамическая или металлическая пластина, горелка, спички, большой лист белой бумаги, лучина, порошок дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Выполнение. На большой лист белой бумаги поставьте треножник с медной пластиной. На пластину поместите горкой дихромат аммония и подожгите его горячей лучиной (если кристаллы крупные, то дихромат аммония предварительно разотрите в ступке). Обратите внимание на окраску дихромата аммония и продуктов реакции. Реакция протекает бурно, с выделением большого количества теплоты (вспышка) и большого объема газообразных веществ. Сопровождается изменением окраски:



Визуально разложение дихромата аммония напоминает «извержение вулкана».

Вывод: тип реакции – внутримолекулярная окислительно-восстановительная.

- *Данный опыт можно использовать при изучении тем «Азот и его соединения», «Хром и его соединения».*

Глава 4. Скорость химических реакций

Опыт 23. Гомогенные химические реакции

Оборудование и реактивы. 2 цилиндра, верхний срез которых имеет шлиф, 2 покровных стекла, концентрированный раствор соляной кислоты (уд. пл. 1,19 г/мл), концентрированный раствор аммиака (25%).

Выполнение. Заранее, перед лекцией один из цилиндров ополосните концентрированным раствором соляной кислоты и закройте покровным стеклом; другой цилиндр - концентрированным раствором аммиака и также накройте стеклом. При демонстрации опыта поставьте один цилиндр на другой покровными стеклами друг к другу и удалите стекла. Наблюдайте образование клубов белого дыма при взаимодействии газообразных веществ:

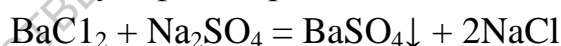


Вывод: гомогенными реакциями называют реакции, протекающие в однородной среде (реагирующие вещества находятся в одной фазе).

Опыт 24. Реакции ионного обмена

Оборудование и реактивы. Химический стакан емкостью 100 мл. Разбавленные растворы хлорида бария и сульфата натрия.

Выполнение. В стакан налейте 20 мл раствора хлорида бария и добавьте 20 мл раствора сульфата натрия. Наблюдайте практически мгновенное образование белого осадка сульфата бария:



Вывод: реакции ионного обмена протекают с высокой скоростью, т.к. энергия активации, необходимая для взаимодействия реагирующих частиц очень мала (меньше 40 кДж/моль).

Опыт 25. Гетерогенные химические реакции

Оборудование и реактивы. Химический стакан емкостью 100 мл. Разбавленная соляная или азотная кислота (2М), порошок мрамора.

Выполнение. В стакан поместите 2-3г мрамора (CaCO_3) и прилейте раствор кислоты. Наблюдайте выделение бесцветного газа:



Вывод: гетерогенные реакции протекают на поверхности соприкосновения реагирующих веществ (реагирующие вещества находятся в разных фазах).

Опыт 26. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 150 мл (3 шт). пробирки емкостью 10 мл (3 шт). Стеклянные палочки. Разбавленные растворы тиосульфата натрия (6 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в 400 мл воды) и серной кислоты (2М).

Выполнение. В 1 стакан налейте 100 мл раствора тиосульфата натрия, во 2 – 50 мл, в 3 – 25 мл. Если стаканы не мерные, то сделайте карандашом по стеклу отметку, соответствующую необходимому объему. Объем растворов в стаканах 2 и 3 доведите до 100 мл дистиллированной водой. Затем в каждый стакан в последовательности 3, 2, 1 вылейте по 10 мл заранее приготовленные в пробирках растворы серной кислоты. Перемешайте содержимое стаканов стеклянными палочками:



Признак химического взаимодействия - *помутнение – опалесценция* растворов во времени в результате образования коллоидной серы. Оставшийся раствор тиосульфата натрия можно использовать в следующем опыте.

Вывод: *Скорость* химической реакции – величина обратно пропорциональная времени протекания реакции. Чем выше концентрация реагирующих веществ, тем больше скорость химической реакции и меньше время протекания реакции.

- *Данный опыт можно использовать при изучении темы «Сера и ее соединения»*

Опыт 27. Влияние температуры на скорость химической реакции

Оборудование и реактивы. 2 химических стакана емкостью 100 – 150 мл. Раствор тиосульфата натрия из предыдущего опыта, разбавленная серная кислота (1М); маленькие пробирки емкостью 10 мл; стеклянные палочки.

Выполнение. Поместите в 2 стакана по 50 мл тиосульфата натрия; в первом стакане раствор имеет комнатную температуру; во втором стакане – горячий раствор. И добавьте в каждый стакан по 10 мл разбавленной серной кислоты из заранее приготовленных пробирок. Содержимое стаканов перемешать с помощью стеклянных палочек.

Обратите внимание на практически мгновенное появление *опалесценции* в горячем растворе:

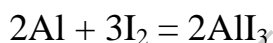


Вывод: при повышении температуры скорость химической реакции увеличивается.

Опыт 28. *Влияние катализатора на скорость взаимодействия алюминия с иодом*

Оборудование и реактивы. Керамическая плитка, фарфоровая ступка, стеклянная пипетка, шпатель, стеклянный колокол, стакан с водой, капельница с разбавленной соляной (хлороводородной) кислотой (1:1), кристаллический иод, порошок алюминия.

Выполнение. Кристаллический иод (1г) растирают в ступке, смешивают с сухой алюминиевой пудрой (0,1г) или в объемном соотношении 1:1. Полученную смесь растирают в ступке и помешают на керамическую плитку, укладывают горкой, на вершине которой делают углубление. С помощью пипетки в углубление добавляют несколько капель воды, которая проявляет свойство катализатора данной реакции:



Реагирующую смесь накрывают стеклянным колоколом. Взаимодействие сопровождается выделением большого количества теплоты, наблюдается вспышка и выделение большого количества фиолетовых паров иода (избыточное количество иода под действием температуры возгоняется).

- *Если при добавлении воды протекание реакции не наблюдается, то очевидно, что на поверхности частиц алюминия при хранении на воздухе образовалась пленка оксида алюминия. Для начала реакции в этом случае нужно использовать вместо воды раствор соляной кислоты.*

Обратите внимание: в отсутствие воды взаимодействие алюминия с иодом не происходит. Признаки химического взаимодействия наблюдаются при добавлении воды.

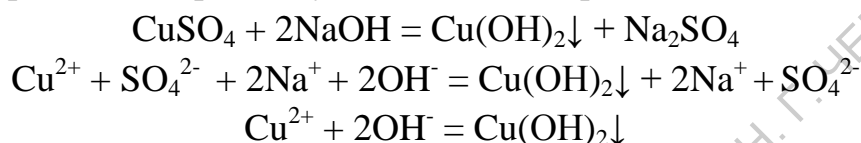
Вывод: *катализаторы* – вещества, изменяющие скорость реакции за счет участия в промежуточном химическом взаимодействии с компонентами реакциями, но восстанавливающие после каждого цикла промежуточного взаимодействия свой химический состав. *Катализаторы влияют на скорость только термодинамически разрешенных химических реакций.*

Глава 5. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие

Опыт 29. Осаждение нерастворимых в воде гидроксидов металлов - необратимая химическая реакция

Оборудование и реактивы. Подъемный демонстрационный столик с белой столешницей. Стакан емкостью 100 мл. Растворы (2 М) CuSO_4 и NaOH .

Выполнение. В стакан налейте раствор сульфата меди и прилейте раствор щелочи до образования ярко голубого осадка гидроксида меди:



Полученный осадок не исчезает при добавлении сульфата натрия.

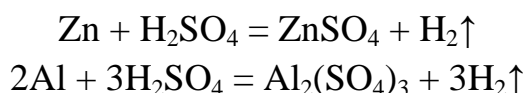
Вывод: реакция является необратимой, т. к. продукт реакции выводится из сферы реакции в виде осадка. Взаимодействие растворимых солей металлов с раствором щелочи является общим способом получения нерастворимых в воде оснований.

- Данный опыт можно использовать при изучении тем «Растворы», «Основные классы неорганических соединений», «Медь и ее соединения».

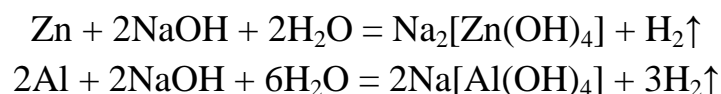
Опыт 30. Выделение водорода при взаимодействии амфотерных металлов с кислотами и щелочами - необратимые химические реакции

Оборудование и реактивы. Большие термостойкие пробирки. Разбавленный раствор серной кислоты (1:5), разбавленный раствор гидроксида натрия (2М), гранулы или стружка металлов: цинка или алюминия.

Выполнение. В пробирку поместите металл и прилейте разбавленной серной кислоты. Наблюдайте выделение бесцветного газа – водорода:



Выделение водорода также наблюдается при взаимодействии металлов с раствором щелочи:



Реакции являются необратимыми, т.к. даже при добавлении сульфатов солей металлов или при пропускании водорода невозможно вновь получить металл.

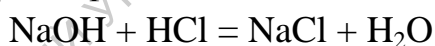
Вывод: реакции взаимодействия амфотерных металлов с растворами кислот или щелочей с выделением водорода являются необратимыми, т. к. продукт реакции выводится из сферы реакции в виде газа.

- *Данный опыт можно использовать при изучении темы «Водород» или «Общие свойства металлов», «Основные классы неорганических соединений».*

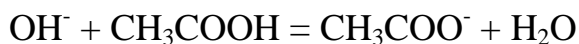
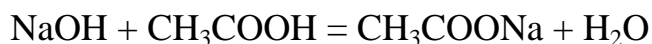
Опыт 31. *Реакция нейтрализации - необратимая химическая реакция*

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 100 мл (3шт.) Разбавленные растворы соляной кислоты (2М), уксусной кислоты (2М), гидроксида натрия (2). Свежеполученный гидроксид железа (III), раствор индикатора – фенолфталеина.

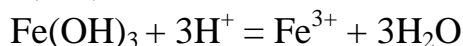
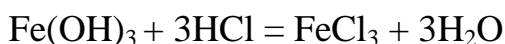
Выполнение. В химический стакан поместите 20 мл раствора гидроксида натрия, прилейте несколько капель фенолфталеина. Обратите внимание на появление малиновой окраски раствора. Постепенно вводите раствор соляной кислоты до обесцвечивания фенолфталеина:



В химический стакан поместите 20 мл раствора гидроксида натрия, прилейте несколько капель фенолфталеина. Обратите внимание на появление малиновой окраски раствора. Постепенно вводите раствор уксусной кислоты до обесцвечивания фенолфталеина:



Получите по обменной реакции соли железа (III) с раствором щелочи. В химический стакан поместите небольшое количество гидроксида железа и прилейте разбавленной соляной кислоты до растворения осадка:

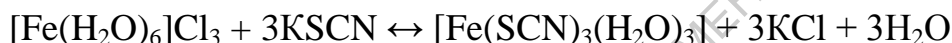
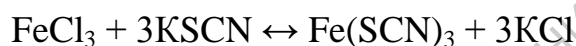


Вывод: реакция нейтрализации: взаимодействие основного гидроксида с кислотным является необратимой химической реакцией.

Опыт 32. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Оборудование и реактивы. Химический стакан емкостью 400 мл, 4 химических стакана емкостью по 100 мл, концентрированный раствор хлорида железа FeCl_3 (1,5%), разбавленный раствор хлорида железа FeCl_3 , приготовленный разбавлением концентрированного раствора в 20 раз (более правильная запись $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$), и концентрированный раствор роданида калия (1%) (или аммония), разбавленный раствор роданида калия, приготовленный разбавлением концентрированного раствора в 20 раз (или аммония), насыщенный раствор хлорида калия.

Выполнение. В химическом стакане емкостью 400 мл смешайте по 100 мл разбавленных растворов хлорида железа и твора роданида калия. Полученный раствор разделите на 4 стакана.



Обратите внимание - *образованием какого вещества обусловлена окраска полученного раствора.*

В первый стакан добавьте 1 мл **концентрированного** раствора хлорида железа (III), во второй - **концентрированного** раствора роданида калия, в третий - немного насыщенного раствора хлорида калия и содержимое каждого стакана перемешайте, а четвертый стакан оставьте для сравнения. Сравните окраску растворов в этих трех стаканах с окраской исходного раствора в четвертом стакане. Результаты опыта запишите в таблицу:

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление смещения равновесия в сторону прямой (вправо) или в сторону обратной (влево) реакции
1	FeCl_3	увеличение	→
2	KSCN	увеличение	→
3	KCl	уменьшение	←
4	-	раствор сравнения	

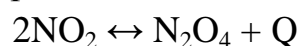
Вывод: при увеличении концентрации исходных веществ, равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции. При увеличении концентрации продуктов реакции равновесие в системе смещается в обратную сторону, в сторону исходных реагентов.

Опыт 33. *Влияние температуры на смещение химического равновесия*

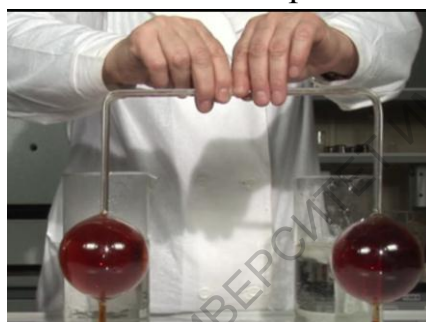
Оборудование и реактивы. Прибор, имеющий П-образную форму с шарообразными концами, заполненный смесью NO_2 и N_2O_4 . 2 химических стакана, емкостью 250 мл с холодной и горячей водой.

Выполнение. Один из шариков прибора опустите в стакан с холодной водой (с добавлением снега или льда), а другой - опустите в стакан с *горячей* водой.

Для изучения влияния температуры на состояние химического равновесия, можно использовать реакцию:



Оксид азота (IV) NO_2 - *бурый* газ, его димер N_2O_4 - *бесцветная* жидкость. Направление, в котором смещается равновесие данной реакции, легко определить по изменению интенсивности окраски.



Система находится в равновесии; оба сосуда заполнены диоксидом азота.

Сравните интенсивность окраски в нагретом и охлажденном шариках:

Нагретый шарик имеет более интенсивную окраску (увеличение концентрации бурого вещества NO_2 , т. е. происходит смещение равновесия в сторону образования этого соединения). Охлажденный шарик приобретает менее интенсивную окраску, следовательно равновесие смещается в сторону образования димера.



После извлечения из стаканов со временем система придет в исходное состояние.

Вывод: для экзотермических реакций повышение температуры неблагоприятно, происходит смещение равновесия в сторону исходных

реагентов. Для эндотермических реакций повышение температуры вызывает смещение равновесия в сторону продуктов реакции.

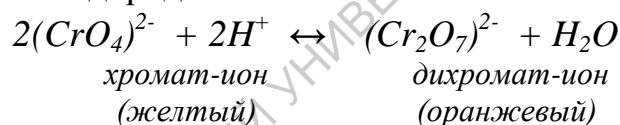
Опыт 34. *Влияние среды на смещение химического равновесия*

Оборудование и реактивы. 2 химических стакана емкостью 100 мл. Разбавленные растворы (0,25М) дихромата $K_2Cr_2O_7$ и хромата калия K_2CrO_4 ; разбавленные растворы серной кислоты (1М) и гидроксида калия или натрия (2М).

Выполнение. В 2 химических стакана налейте по 10 мл разбавленных растворов дихромата калия, обратите внимание на окраску раствора. Один стакан оставьте для сравнения, а в другой добавьте небольшое количество разбавленного раствора гидроксида натрия или калия. Обратите внимание на изменение окраски раствора. Затем к этому же раствору по каплям налейте разбавленный раствор серной кислоты до приобретения прежней окраски.

Аналогично проделайте опыт с раствором хромата калия, приливая сначала кислоту, а затем щелочь.

В растворах солей хромовых кислот имеет место равновесие между хромат- и дихромат-ионами, которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода.



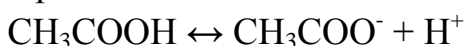
Вывод: Хроматы устойчивы и образуются в щелочной среде; дихроматы – в кислой среде.

- Данный опыт можно использовать при изучении темы «Хром и его соединения»

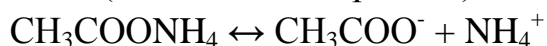
Опыт 35. *Смещение химического равновесия в растворе слабого электролита*

Оборудование и реактивы. 2 химических стакана емкостью 50 мл. Индикатор метилоранж. Разбавленный раствор уксусной кислоты. Раствор ацетата аммония.

Выполнение. В 2 химических стакана поместите по 20 мл разбавленной уксусной кислоты. При добавлении в каждый стакан индикатора метилового оранжевого окраска раствора становится розовой. Это доказывает наличие катионов водорода в растворе:



Один стакан оставьте для сравнения, а в другой стакан добавьте небольшое количество ацетата аммония (сильного электролита).



В растворе появляется значительное количество ацетат-ионов CH_3COO^- , которые являются одноименными ионами с продуктом диссоциации кислоты:

Розовая окраска раствора исчезает, что свидетельствует о понижении концентрации катионов водорода и смещении равновесия процесса диссоциации уксусной кислоты влево.

Вывод: увеличение концентрации продуктов реакции приводит к смещению равновесия в сторону обратной реакции (влево). Увеличение концентрации одноименных ионов приводит к подавлению диссоциации слабого электролита.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. Чернышевского

Глава 6. Растворы и их свойства

Опыт 36. *Тепловой эффект процесса растворения твердых веществ в воде*

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 150-200 мл (3 шт), стеклянные палочки, штативы. Кристаллические нитрат аммония NH_4NO_3 , гидроксид натрия NaOH и хлорид натрия NaCl .

Для определения теплового эффекта процесса растворения кристаллических веществ в воде используют прибор под названием термоскоп (рис. 4).

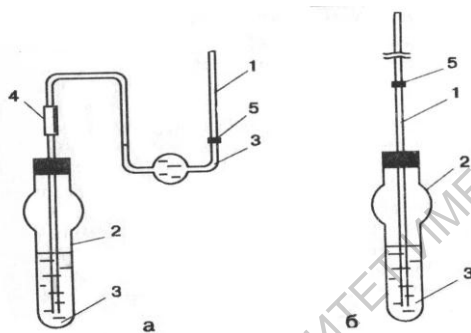


Рис. 4. Термоскопы для наблюдения за понижением (а) и повышением (б) температуры: 1- стеклянная трубка; 2 – тонкостенная пробирка; 3 – подкрашенная вода; 4 – резиновая трубка 5 – резиновое колечко для контроля уровня жидкости

Его можно изготовить из пробирки, резиновой пробки и стеклянного капелляра с резиновым кольцом для контроля уровня жидкости (воды) в термоскопе.

Выполнение. Соберите 3 термоскопа, закрепите их в штативе и опустите в стаканы с водой. Отметьте резиновым кольцом уровень жидкости в термоскопе. Внесите в 1-й стакан кристаллический нитрат аммония NH_4NO_3 , осторожно перемешайте и обратите внимание на резкое понижение уровня жидкости в термоскопе. Сильное поглощение тепла при растворении соли обусловлено большими энергозатратами на эндотермический процесс разрушения кристаллической решетки, который не компенсируется экзотермическим процессом сольватации, в данном случае гидратации.

Во 2-й стакан добавьте кристаллического гидроксида натрия и после перемешивания обратите внимание на резкий подъем уровня жидкости в термоскопе. Раствор сильно разогревается и жидкость в термоскопе поднимается. Тепловой эффект процесса растворения гидроксида натрия

экзотермический, процесс гидратации преобладает над процессом разрушения кристаллической решетки вещества и сопровождается выделением энергии.

В 3-й стакан внесите твердый хлорид натрия, перемешайте полученный насыщенный раствор. Обратите внимание, что уровень жидкости в термоскопе практически не меняется. Этот факт свидетельствует об отсутствии теплового эффекта процесса растворения хлорида натрия в воде.

Следовательно, энергия разрушения кристаллической решетки хлорида натрия компенсируется энергией процесса гидратации.

Вывод: суммарный тепловой эффект процесса растворения зависит от абсолютных значений энтальпии процессов гидратации и разрушения кристаллической решетки и может быть как положительным, так и отрицательным: $\Delta H_{\text{раств}} = \Delta H_{\text{реш}} + \Delta H_{\text{гидр}}$. При *гидратации* энергия выделяется, т.е. процесс *экзотермический*; на разрушение кристаллической решетки энергия затрачивается, т.е. процесс *эндотермический*. Растворение твердых веществ сопровождается поглощением или выделением теплоты, которую относят к 1 моль растворенного вещества (энтальпия растворения $\Delta H_{\text{раств}}$).

Опыт 37. *Получение суспензии и эмульсии*

Оборудование и реактивы. 2 цилиндра емкостью 0,5 – 1,0 л с притертыми пробками, ступка, мел, растительное (подсолнечное) масло, дистиллированная вода.

Выполнение. Налейте в цилиндры на 3/4 объема воды и добавьте в один цилиндр немного порошка мела; а в другой – влейте подсолнечное масло (10 мл). Закройте цилиндры пробками и интенсивно перемешайте.

В первом цилиндре образуется *суспензия*, в которой мел постепенно оседает на дно. Во втором цилиндре образуется *эмульсия*, из которой во времени происходит четкое разделение на 2 фазы: верхний слой - масло.

Вывод: *Суспензии:* среда – жидкость, фаза нерастворимое в ней твердое вещество. *Эмульсии:* и среда и фаза – нерастворимые друг в друге жидкости.

Опыт 38. *Растворимость газов в жидкостях*

Оборудование и реактивы. Штатив, колба Вюрца емкостью 0,5л, капельная воронка, склянка Тищенко для жидкостей, круглодонная колба (техническая склянка) из толстого стекла емкостью 1-2 л, пробка к ней с двумя отверстиями, химический стакан емкостью 800-1000 мл, стеклянные трубки, резиновые трубки, зажимы, колбонагреватель, капельницы для растворов

гидроксида натрия и индикатора. Кристаллический хлорид натрия (поваренная соль), разбавленная (1:1) серная кислота, концентрированная серная кислота, дистиллированная вода, резиновая груша, индикатор - лакмус.

Выполнение. Соберите прибор для получения хлороводорода (рис. 5)

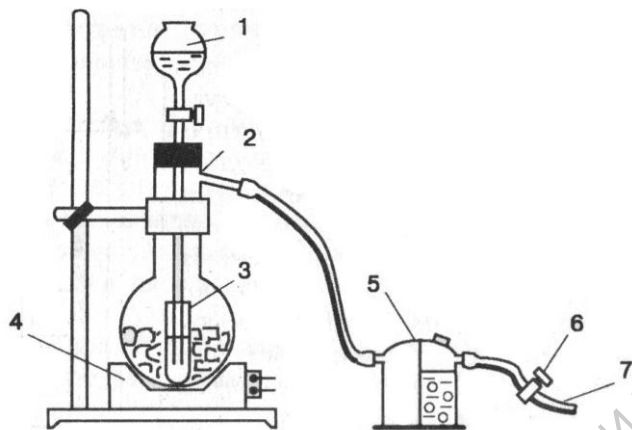


Рис. 5. Получение хлороводорода: 1 – капельная воронка; 2 – колба Вюрца; 3 – пробирка; 4 – колбонагреватель; 5 – промывная склянка Тищенко; 6 – зажим Гофмана; 7 трубка

В колбу Вюрца поместите 30-50 г хлорида натрия, смочите его несколькими каплями воды вставьте капельную воронку 1 вместе с пробиркой 3. Установите колбу Вюрца в колбонагреватель с помощью штатива. В капельную воронку поместите концентрированную серную кислоту. При помощи резиновой трубки присоедините колбу Вюрца к склянке Тищенко с концентрированной серной кислотой. Открыв кран капельной воронки, добавляйте серную кислоту в колбу Вюрца небольшими порциями. Интенсивность выделения хлороводорода можно регулировать добавлением кислоты и изменением температуры. Необходимо следить, чтобы ножка воронки 1 и пробирка 3 были заполнены кислотой; это создает гидравлический затвор, который исключает прорыв газообразного хлороводорода через капельную воронку. Пропустите хлороводород через приготовленный прибор и проверьте наличие выхода хлороводорода после склянки Тищенко. Изменение окраски лакмуса свидетельствует о заполнении прибора хлороводородом.

- *Подготовку прибора для получения хлороводорода проводят заранее в лаборантской комнате.*

Хлороводород заранее, в лаборантской комнате, соберите в сухую толстостенную колбу. Колбу закройте резиновой пробкой с двумя стеклянными трубками, резиновыми трубками и зажимами. Затем закрепите ее в штативе,

опустив один конец стеклянной трубки в стакан с дистиллированной водой и индикатором – фиолетовым лакмусом. Окраска водного раствора – фиолетовая. Короткая стеклянная трубка содержит небольшое количество воды. Эту воду выжимают с помощью груши в склянку с хлородородом. Хлороводород, находящийся в склянке растворяется в небольшом количестве воды, в склянке создается сильное разрежение, (т.к. 420 л хлороводорода растворяется в 1л воды).

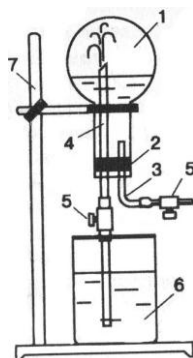
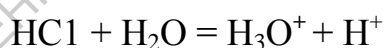


Рис. 6. Растворение хлороводорода в воде: 1 – круглодонная колба или цилиндр; 2 – пробка; 3 – стеклянная трубка с каплей воды; 4 – стеклянная длинная трубка; 5 – зажим Гофмана; 6 – стакан с водой (и индикатором); 7 – штатив

При открывании зажима на длинной трубке происходит фонтанирование воды с индикатором в склянку и наблюдается изменение окраски раствора, т.к. образуется сильноокислотная среда раствора за счет взаимодействия хлороводорода с водой:



- Данный опыт можно использовать при изучении темы «Галогены и их свойства»

Опыт 39. Определение характера среды (кислотный или щелочной) с помощью кислотно-основных индикаторов

Оборудование и реактивы. 6 химических стаканов емкостью 50 мл, разбавленные растворы кислоты (1М) (соляной или серной) и щелочи (2М) (гидроксида натрия или калия), растворы кислотно-основных индикаторов: лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина.

Выполнение. В 3 стакана налейте по 20-30 мл кислоты и в каждый стакан добавьте небольшое количество индикатора и обратите внимание на изменение окраски. В следующие 3 стакана налейте такое же количество щелочи и

прилейте небольшое количество кислотно-основных индикаторов. Наблюдаемые изменения отразите в таблице:

Индикатор	рН изменения окраски	Среда		
		кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	5,0 – 8,0	красный	фиолетовый	синий
Метилловый оранжевый	3,1 – 4,0	розовый	оранжевый	желтый
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	бесцветный	бесцветный	малиновый

Вывод: наиболее резкое изменение окраски в кислой среде происходит при использовании лакмуса; в щелочной среде – при использовании фенолфталеина. Изменение окраски лакмуса с фиолетового на красную доказывает наличие катионов H^+ в растворе. Появление малиновой краски фенолфталеина доказывает наличие в растворе анионов OH^- .

Опыт 40. *Контракция при смешивании спирта и воды*

Оборудование и реактивы. Узкий цилиндр емкостью 50 мл с пробкой. Дистиллированная вода, этанол, подкрашенный фуксином.

Выполнение. В цилиндр с пробкой объемом 50 мл налейте 25 мл воды, затем медленно по стенке цилиндра прилейте 25 мл этанола (подкрашенного фуксином), наблюдайте границу раздела фаз. Закройте цилиндр пробкой и перемешайте. Граница раздела фаз исчезает после перемешивания раствора. Температура полученного раствора выше температуры исходных растворов, т.к. после перемешивания раствора цилиндр на ощупь более горячий. После того, как раствор в цилиндре принимает температуру окружающей среды, видно, что объем полученного раствора несколько уменьшился по сравнению с суммарным объемом исходных веществ – компонентов раствора. Тепловой эффект процесса растворения этанола в воде *экзотермический* ($\Delta H < 0$), что обусловлено процессом взаимодействия молекул этанола с молекулами воды.

Вывод: тепловой эффект процессов растворения жидкостей и газов в воде является *экзотермическим*, поскольку при растворении происходит только процесс взаимодействия молекул растворяемого вещества с растворителем.

Контракция – явление уменьшения суммарного объема раствора (приблизительно на 3,5%), полученного при смешивании одинаковых объемов воды и этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, сопровождающееся изменением плотности водно-спиртового раствора по сравнению с исходными компонентами.

Опыт 41. *Диффузия при взаимодействии кристаллического вещества с водой*

Оборудование и реактивы. 2 узких химических стакана или цилиндра емкостью 0,5 л, белый экран, марля, нитки или тонкая проволока, короткая стеклянная палочка. Груз - стеклянный шарик или кусочек стеклянной палочки. Крупные кристаллы перманганата калия $KMnO_4$. Дистиллированная вода.

Выполнение. Наполните стаканы или цилиндры водой. Приготовьте заранее 2 узелка из марли с кристаллами перманганата калия (положите небольшое количество перманганата калия на вчетверо сложенные кусочки марли и завяжите нитками или проволокой в узелки). Один узелок закрепите на стеклянной палочке и опустите его в верхний слой воды в стакане. К другому узелку прикрепите груз и опустите на дно второго стакана или цилиндра.

1 стакан – от узелка с кристаллами перманганата калия темные струйки раствора опускаются на дно. Через некоторое время окраска раствора в стакане становится однородной.

2 стакан – наблюдается образование резкой границы двух слоев – воды и концентрированного раствора перманганата калия, которая не исчезает до окончания лекции.

Процесс диффузии можно продемонстрировать на примере взаимодействия сульфата меди с водой. Для этого необходимо осторожно поместить 5г кристаллогидрата сульфата меди ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) на дно цилиндра с водой. Во времени наблюдается постепенный переход к однородной окраске раствора, что видно из рис. 7.

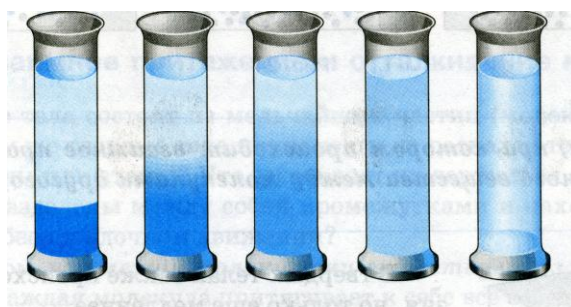


Рис. 7. Протекание диффузии во времени на примере взаимодействия воды и сульфата меди

Вывод: *диффузия* – самопроизвольный перенос вещества из области с большей концентрацией в область с меньшей концентрацией. Это явление

обусловлено хаотическим тепловым движением молекул и ионов. *Диффузия является движущей силой процесса растворения.*

Опыт 42. *Осмотическое давление водного раствора сахара*

Оборудование и реактивы. Штатив с лапкой, ячейка для осмоса, резиновая пробка, стеклянная трубка диаметром 0,2-0,6 см, длиной 50-60 см, химический стакан емкостью 200 -300 мл, насыщенный раствор сахара, подкрашенный фуксином, целлофан, нитки, дистиллированная вода, корковая пробка, резиновое кольцо для контроля уровня жидкости.

Осмотическое давление равно давлению столба раствора высотой h в осмометре

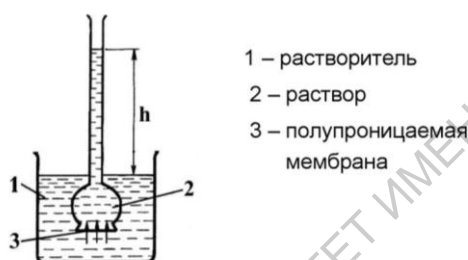


Рис. 8. Прибор для измерения осмотического давления - осмометр

Выполнение. Приготовьте прибор для наблюдения за явлением осмоса. Прибор состоит из двух сосудов, расположенных один в другом. Дном внутреннего сосуда (осмотической ячейки) служит полупроницаемая мембрана, которая представляет собой тонкую пленку, проницаемую для молекул растворителя и непроницаемую для молекул растворенного вещества. Такими свойствами обладает целлофановая пленка. Размоченную целлофановую пленку туго натяните на отверстие осмотической ячейки и закрепите несколькими витками тонкого шнура. Осмотическую ячейку наполните до краев подкрашенным концентрированным раствором сахара и закройте резиновой пробкой с вставленной трубкой, следя за тем, чтобы в ячейке не образовались пузырьки воздуха. Укрепите полученный прибор в лапке штатива с помощью корковой пробки. В качестве экрана закрепите на стеклянной трубке полоску белой бумаги. Опустите осмотическую ячейку в стакан с водой. Наблюдайте за изменением – подъемом уровня жидкости в стеклянной трубке через некоторое время. Концентрация молекул воды в стакане с водой больше, чем в осмотической ячейке и происходит процесс прохождения воды в осмотическую ячейку. По мере того, как вода будет проникать во внутренний сосуд, в нем будет повышаться гидростатическое давление – вес столба жидкости. Это вызовет увеличение скорости обратного перехода молекул воды

в наружный стакан. При некоторой высоте столба жидкости скорости прохождения молекул воды в обоих направлениях станут одинаковыми и подъем жидкости прекратится. Давление, которое отвечает такому равновесию, называется осмотическим давлением.

Вывод: *осмос* - самопроизвольный переход растворителя в раствор, отделенный от него полупроницаемой мембраной.

Осмотическое давление – давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы предотвратить проникновение в него растворителя.

Опыт 43. *Использование явления электропроводности для оценки силы электролита*

Оборудование и реактивы. Для этой цели обычно используют прибор, для визуальной оценки электропроводности растворов по интенсивности свечения лампы накаливания (рис.9.). Растворы различных соединений - вода дистиллированная, вода водопроводная, водные растворы сахара, соляной кислоты, уксусной кислоты, аммиака, хлорида натрия, гидроксида натрия. Дистиллированная вода. Фильтровальная бумага.

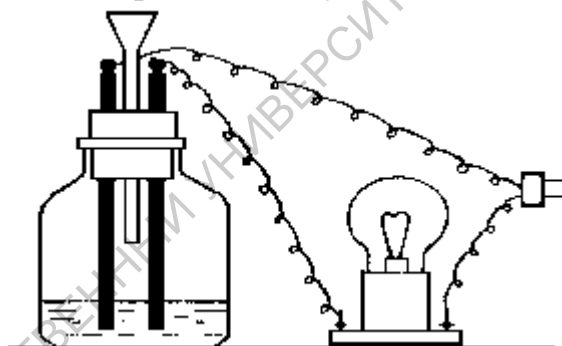


Рис. 9. Прибор для визуальной оценки электропроводности растворов

Выполнение. В исследуемые растворы опускают электроды, включают прибор в электрическую сеть и оценивают интенсивность свечения лампы (после каждого раствора отключают прибор, промывают электроды дистиллированной водой и осушают фильтровальной бумагой).

Малая интенсивность свечения свидетельствует о том, что исследуемый раствор является слабым электролитом, яркое свечение указывает, что исследуемый раствор является сильным электролитом.

Вывод: *электролитическая диссоциация* - частичный или полный распад растворенного вещества на ионы в результате взаимодействия с **полярным** растворителем. Разрыв химической связи под действием диполей воды всегда происходит по более *полярным* связям. Электролиты могут диссоциировать частично, что зависит от степени полярности связей. Полярность химической

связи определяется разностью электроотрицательностей атомов ее образующих.

Опыт 44. Электропроводность раствора при замене полярного растворителя на неполярный

Оборудование и реактивы. Оборудование такое же, что и в предыдущем опыте, гексан, этанол, спиртовой раствор хлорида натрия.

Выполнение. В исследуемые растворы опускают электроды, включают прибор в электрическую сеть и оценивают интенсивность свечения лампочки (после каждого раствора отключают прибор, промывают электроды дистиллированной водой и осушают их фильтровальной бумагой).

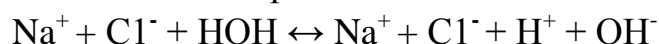
Вывод: при замене полярного растворителя на неполярный (или мало полярный) происходит уменьшение интенсивности свечения лампы, вплоть до полного исчезновения свечения, за счет уменьшения числа ионов в растворе, обусловленного снижением способности вещества к диссоциации. При этом гидратная оболочка ионов меняется на сольватную, состоящую из молекул неполярного растворителя. Поэтому электропроводность водных и спиртовых растворов одного и того же вещества при одной и той же концентрации будет различной.

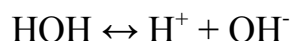
Опыт 45. Исследование характера среды водных растворов солей

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 50 – 100 мл, растворы солей хлорида натрия NaCl, карбоната натрия Na₂CO₃, сульфата алюминия Al₂(SO₄)₃. Растворы индикаторов лакмуса и фенолфталеина.

Выполнение. В 2 стакана с одинаковыми объемами раствора хлорида натрия добавьте раствор лакмуса в один стакан, а фенолфталеина – в другой. Обратите внимание, что окраска индикаторов в стаканах с раствором хлорида натрия соответствует нейтральной среде. В следующие 2 стакана налейте раствор карбоната натрия и раствор сульфата алюминия. В раствор карбоната натрия добавьте несколько капель фенолфталеина; в раствор с солью алюминия – лакмус. Признаком химического взаимодействия солей с водой является наблюдаемое изменение окраски растворов.

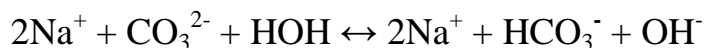
Чтобы объяснить наблюдаемое, необходимо рассмотреть силу кислоты и основания, при взаимодействии которых происходит образование изучаемой соли. Хлорид натрия образован сильной кислотой и сильным основанием, гидролиз в растворе такой соли не происходит:



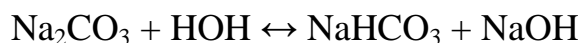


Катионы натрия и хлорид-ионы не могут взаимодействовать с водой с образованием слабого электролита.

В растворе карбоната натрия присутствуют ионы Na^+ и CO_3^{2-} , из которых с молекулой воды способен взаимодействовать только карбонат-ион:

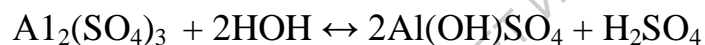
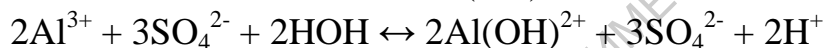
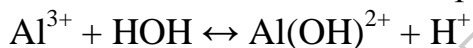


Рекомендация: в кратком ионном уравнении гидролиза принимает участие 1 молекула воды.



Малиновая окраска фенолфталеина доказывает наличие щелочной среды в растворе соли.

В растворе сульфате алюминия с молекулами воды взаимодействуют ионы алюминия с образованием частиц слабого электролита $\text{Al}(\text{OH})^{2+}$:



В растворе наблюдается образование катионов водорода, которые вызывают изменение окраски индикатора лакмуса фиолетового на красный, среда кислотная.

Вывод: условия, необходимые для протекания процесса гидролиза:

- соль должна быть растворима в воде и являться электролитом
- соль должна быть образована слабым основанием и /или слабой кислотой.

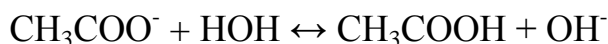
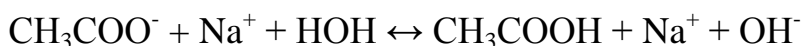
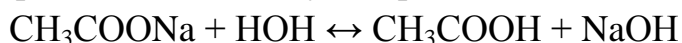
Гидролиз – реакция ионного обмена соли с водой, в результате которой происходит образование слабого электролита.

Опыт 46. *Влияние температуры на смещение равновесия процесса гидролиза*

Оборудование и реактивы. Большие термостойкие пробирки, пробиркодержатель, горелка, разбавленный раствор ацетата натрия CH_3COONa , раствор индикатора фенолфталеина.

Выполнение. В 2 пробирки налейте раствор ацетата натрия и добавьте в каждую по несколько капель индикатора.

Ацетат натрия: соль образована слабой кислотой и сильным основанием, поэтому гидролиз протекает по аниону с образованием щелочной среды:



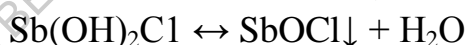
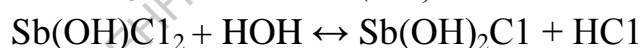
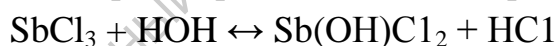
Индикатором на щелочную среду является фенолфталеин. При добавлении фенолфталеина окраска индикатора остается бесцветной (интервал изменения окраски 8,2 – 10,0). Это свидетельствует о том, что гидролиз протекает в *незначительной степени* и концентрация гидроксильных ионов в растворе очень мала, индикатор не реагирует на их присутствие т.к. pH раствора меньше 8,2. Одну из пробирок закрепите в пробиркодержателе и нагрейте в пламени горелки. При нагревании раствора ацетата натрия появляется розовая окраска, это указывает на увеличение в растворе OH^- -ионов и усиление гидролиза, $\text{pH} > 8,2$. При охлаждении раствора окраска исчезает, что свидетельствует об *обратимости* процесса гидролиза.

Вывод: процесс гидролиза является эндотермическим и обратимым. При повышении температуры гидролиз усиливается, при охлаждении подавляется.

Опыт 47. *Влияние концентрации на смещение равновесия процесса гидролиза*

Оборудование и реактивы. Большая пробирка, дистиллированная вода, концентрированная хлороводородная кислота, раствор хлорида сурьмы SbCl_3 (растворитель разбавленная хлороводородная кислота)

Выполнение. В сухую пробирку внесите несколько капель раствора хлорида сурьмы и добавьте дистиллированной воды: гидролиз идет по второй ступени с образованием малорастворимого SbOCl хлорида оксосурьмы (III):



Суммарное уравнение: $\text{SbCl}_3 + \text{HOH} \leftrightarrow \text{SbOCl} \downarrow + 2\text{HCl}$

Признаком реакции является образование *белого* осадка SbOCl . При добавлении нескольких капель концентрированной соляной кислоты HCl осадок растворяется. При добавлении новой порции воды появляется осадок.

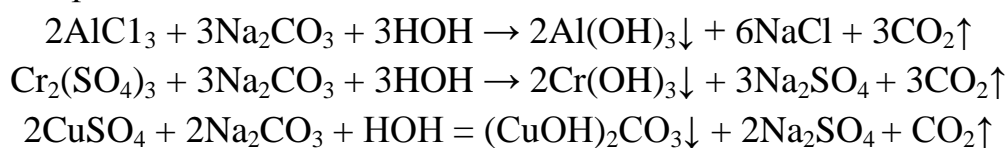
Вывод: процесс гидролиза обратимый, при уменьшении концентрации раствора (при разбавлении) гидролиз усиливается.

Опыт 48. *Полный и необратимый гидролиз*

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 50 – 100 мл (3шт.), разбавленные растворы хлорида алюминия, сульфата хрома, сульфата меди, карбоната натрия.

Выполнение. Налейте в 3 стакана последовательно по 20 мл растворов хлорида алюминия AlCl_3 , сульфата хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и сульфата меди CuSO_4 .

Обратите внимание на окраску растворов. Затем в каждый стакан добавьте карбонат натрия до появления осадка:



Признаком химического взаимодействия является выделение газа и образование осадков:

- 1 – белый студенистый осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 2 – серо-зеленый студенистый осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- 3 – голубовато-зеленый осадок $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

AlCl_3 – подвергается гидролизу по *катиону*, т.к. соль образована сильной кислотой и слабым основанием, среда раствора кислотная;

Na_2CO_3 – гидролизуется по *аниону*, т.к. соль образована сильным основанием и слабой кислотой, среда раствора основная;

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ подвергается гидролизу по *катиону*, т.к. соль образована сильной кислотой и слабым основанием, среда раствора кислотная;

CuSO_4 подвергается гидролизу по катиону, т.к. соль образована сильной кислотой и слабым основанием.

Взаимодействие растворов солей с противоположным типом гидролиза вызывает *взаимное усиление гидролиза* и происходит **необратимый** процесс гидролиза. Полный и необратимый гидролиз является частным случаем гидролиза солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Подсказкой для определения таких солей является таблица растворимости, в которой для таких веществ имеется прочерк и указывается, что они не существуют в водных растворах.

В 1 стакане – продукты гидролиза выводятся из сферы реакции в виде осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$ и газа CO_2

В 2 стакане – продукты гидролиза выводятся из сферы реакции в виде осадка $(\text{CrOH})_3$ и газа CO_2

В 3 стакане - в осадок, в первую очередь, выпадает вещество, которое обладает наименьшей растворимостью, т.е. имеет наименьшее значение ПР.

$\text{ПР}((\text{CuOH})_2\text{CO}_3) = 1,7 \cdot 10^{-34}$ $\text{ПР}((\text{CuOH})_2) = 2,2 \cdot 10^{-20}$. Продукты гидролиза - осадок $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и газ CO_2 .

Образование гидроксидов алюминия и хрома можно доказать, исследуя полученные осадки на амфотерность.

Вывод: процесс гидролиза является *необратимым*, если соль образована слабым основанием и слабой кислотой и при этом продукты гидролиза выводятся одновременно из сферы реакции в виде *осадка или газа*.

- Используя справочные данные о величинах констант диссоциации кислот, можно составить ряд анионов по увеличению степени гидролиза образованных ими солей: $F^- < NO_2^- < CH_3COO^- < HCO_3^- < HS^- < SO_3^{2-} < HPO_4^{2-} < CO_3^{2-} < PO_4^{3-} < S^{2-} < SiO_3^{2-}$.
- Сравнивая константы гидролиза солей, образованных одинаковыми анионами, но различными катионами, можно утверждать, чем слабее основание (меньше $K_{осн}$), тем сильнее гидролизуется соль, тем больше K_2 и меньше pH раствора.
- Используя справочные данные о величинах констант диссоциации слабых оснований, составить ряд катионов по увеличению степени гидролиза образованных ими солей: $Cd^{2+} < Mg^{2+} < Mn^{2+} < Fe^{2+} < Co^{2+} < Ni^{2+} < NH_4^+ < Cu^{2+} < Pb^{2+} < Zn^{2+} < Al^{3+} < Cr^{3+} < Fe^{3+}$.

Литература

1. Лидин Р.А. ЕГЭ. Химия. Полный курс. Самостоятельная подготовка в ЕГЭ / Р.А. Лидин. – М. - : Издательство «Экзамен», 2016. – 351с .
2. Химия. Большой справочник для подготовки к ЕГЭ: учебно-методическое пособие / Под ред. В.Н. Доронькина. – Изд. 2-е, перераб. – Ростов н/Д, 2016. – 544 с.
3. Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Под ред. проф. Б.Д. Степина. – М. : Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2003. – 336 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов., Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Дрофа, 2002. – 304 с.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. ПЕТРОВСКОГО