

Министерство образования Российской Федерации
Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Ивановский государственный архитектурно-строительный
университет»

Кафедра химии и охраны окружающей среды

ХИМИЯ

**Методические указания к выполнению лабораторных работ
для студентов всех специальностей**

Иваново 2006

Составители: Г. Л. Кокурина, М. Д. Чекунова

УДК 54(076)

Химия: Методические указания к выполнению лабораторных работ для студентов всех специальностей / Иван. гос. архит.-строит. ун-т.; Сост.: Г. Л. Кокурина, М. Д. Чекунова. – Иваново, 2006. – 36 с.

Методические указания содержат теоретическое объяснение, рекомендации для проведения и оформления лабораторных работ по курсу химии, а также рекомендуемый библиографический список.

Методические указания предназначены для студентов I курса всех специальностей дневного и заочного отделений.

Ил. 6. Табл. 7. Библиогр.: 4 назв.

Рецензент
кандидат технических наук, доцент кафедры ХиООС
В. Е. Румянцева

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

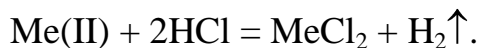
При работе в лаборатории необходимо выполнять следующие правила:

1. Рабочее место содержать в чистоте и в порядке. Не класть на рабочее место посторонние предметы.
2. Следить за тем, чтобы не загрязнялись реактивы.
3. Не выбрасывать мусор в водопроводные раковины. Концентрированные растворы кислот, щелочей в раковину не выливать.
4. Экономно расходовать электроэнергию и дистиллированную воду.
5. При употреблении концентрированных кислот, щелочей, ядовитых веществ, соблюдать правила техники безопасности.
6. Все реакции, сопровождающиеся выделением дыма или газов с неприятным запахом проводить под тягой.
7. Перед выполнением каждого опыта внимательно ознакомиться с его описанием.
8. Перед применением реактива внимательно читать этикетку на склянке.
9. Для опыта брать минимальные количества вещества и реактивов.
10. Не выполнять опытов, не предусмотренных планом занятия.
11. После окончания работы мыть посуду и приводить в порядок рабочее место.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Объяснение опыта

Определение эквивалента металла основано на измерении объема водорода, который выделяется при реакции металла с кислотой:



В соответствии с законом эквивалентов:

$$n_{\text{Me(II)}} = n_{\text{H}_2}, \quad (1.1)$$

где $n_{\text{Me(II)}}$ - количество эквивалентов металла;

n_{H_2} - количество эквивалентов водорода

или

$$\frac{m_{\text{Me(II)}}}{M_{\text{Э(оп)}}} = \frac{V_{\text{H}_2}^0}{V_{\text{Э(H}_2)}^0}, \quad (1.2)$$

где m - масса металла, г;

$M_{\text{Э(оп)}}$ - эквивалентная масса металла, определенная из опыта, г/моль;

$V_{\text{H}_2}^0$ - объем выделившегося водорода, приведенного к нормальным условиям, мл;

$V_{\text{ЭH}_2}^0$ - эквивалентный объем водорода при нормальных условиях, 11200 мл.

Реакцию проводят в приборе - эвдиометре (рис. 1.1). Он состоит из двух сообщающихся бюреток, в которые залита вода. Одна бюретка 1, называемая измерительной, соединена с двухколенной пробиркой 3 (пробиркой Оствальда) с помощью газоотводной трубки 4. Другая бюретка 2 - вспомогательная. Обе бюретки передвигаются относительно друг друга по вертикали.

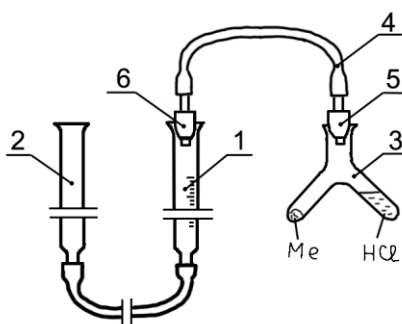


Рис. 1.1. Схема эвдиометра

Проведение опыта

Перед началом работы необходимо убедиться в герметичности прибора. Закрепите бюретки в штативе так, чтобы их можно было свободно передвигать по вертикали, т. е. их передвижению не мешала бы плоскость стола. Нулевая отметка в измерительной бюретке 1 должна быть на уровне глаз.

На пробирку 5 газоотводной трубки 4 плотно наденьте сухую реакционную пробирку 3. Опустите вспомогательную бюретку 2 вниз на 15-20 см. В измерительной бюретке 1 создается вакуум, который должен сохраняться. Если уровень воды в бюретке со временем остается неизменным, то прибор герметичен. Если уровень воды в бюретке 1 будет снижаться, то прибор не герметичен. В этом случае необходимо плотнее вставить пробку 6 газоотводной трубки 4 в бюретку 1 и плотнее надеть пробирку 3 на пробку 5.

***ВНИМАНИЕ!** Нельзя работать на негерметичном приборе. При работе со стеклом соблюдайте осторожность, учитывая хрупкость стекла.*

Убедившись в герметичности прибора, снимите пробирку 3 и установите бюретку 1 так, чтобы уровень воды находился вблизи нулевой отметки. Отсчет уровня ведите по нижнему мениску (рис. 1.2).

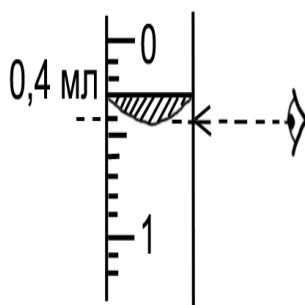


Рис. 1.2. Определение уровня жидкости

Затем в одно колено реакционной пробирки 3 поместите кусочек металла. Массу металла, указанную на бумажке, в которую он был завернут, запишите в табл. 1.1.

В другое колено пробирки 3 налейте раствор соляной кислоты до трети объема. Плотнo наденьте пробирку 3 на пробку 5 газоотводной трубки.

Снова проверьте прибор на герметичность. Если прибор герметичен, то показания уровня воды (V_1) в измерительной бюретке запишите в таблицу.

Поднятием пробирки 3 перелейте кислоту в колено с металлом. Выделяющийся водород вытеснит воду из бюретки 1 в бюретку 2. После прекращения реакции (прекращения выделения водорода), выждите 3-5 минут, чтобы содержимое реакционной пробирки охладилось до комнатной температуры.

Затем вспомогательную бюретку 2 опустите так, чтобы уровни воды в обеих бюретках находились на одной высоте. При равных уровнях воды внутри прибора создается атмосферное давление.

В таком положении бюреток замерьте уровень воды (V_2) в измерительной бюретке 1 и запишите в табл. 1.1.

Вычисления:

1. Определение парциального давления водорода, P_{H_2} .

Водяной пар в воздухе обладает заметным парциальным давлением. Чтобы определить парциальное давление водорода P_{H_2} , необходимо исключить давление насыщенных паров воды P_{H_2O} , которое находится по таблице 1.2 при соответствующей температуре опыта.

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O}. \quad (1.3)$$

Таблица 1.1

Экспериментальные и расчетные данные

Номера данных	Измеряемая величина	Символ	Размерность	Численное значение
1	Масса металла	m	г	
2	Уровень воды в бюретке 1 до начала опыта	V_1	мл	
3	Уровень воды в бюретке 1 после окончания опыта	V_2	мл	
4	Объем выделившегося водорода	$V_{H_2} = V_2 - V_1$	мл	
5	Объем выделившегося водорода, приведенного к нормальным условиям	$V_{H_2}^0$	мл	
6	Температура опыта	T	К	
7	Атмосферное давление	P	Па	
8	Давление насыщенного водяного пара	P_{H_2O}	Па	
9	Давление водорода в бюретке 1	P_{H_2}	Па	
10	Эквивалентная масса металла, найденная из опыта	$M_{Э(оп)}$	г/моль	
11	Теоретическая эквивалентная масса металла	$M_{Э(теор)}$	г/моль	
12	Относительная ошибка опыта (погрешность опыта)	П	%	

Таблица 1.2

Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление		Температура, °С	Давление	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
13	1,49	11,2	22	2,64	19,8
14	1,58	12	23	2,81	21,1
15	1,68	12,8	24	2,99	22,4
16	1,81	13,6	25	3,17	23,8
17	1,93	14,5	26	3,36	25,2
18	2,07	15,5	27	3,56	26,7
19	2,20	16,5	28	3,75	28,1
20	2,33	17,5	29	3,97	29,8
21	2,49	18,7	30	4,21	31,6

2. Приведение объема выделившегося водорода к нормальным условиям (н. у.), используя уравнение Клапейрона:

$$\frac{V_{\text{H}_2}^0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{T}, \quad (1.4)$$

где $V_{\text{H}_2}^0$ - объем выделившегося водорода, приведенный к нормальным условиям;

P_0 - нормальное давление, 101325 Па или 760 мм рт. ст.;

T_0 - нормальная температура, 273 К или 0° С.

$$V_{\text{H}_2}^0 = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{H}_2} \cdot T_0}{P_0 \cdot T}. \quad (1.5)$$

3. Вычисление эквивалентной массы металла.

Из формулы (1.2) следует:

$$M_{\text{Э(оп)}} = \frac{m \cdot 11200}{V_{\text{H}_2}^0}. \quad (1.6)$$

4. Определение вида металла.

По найденному значению $M_{\text{Э(оп)}}$ определите приблизительно молярную массу атомов двухвалентного металла $M(\text{Me})_{\text{прибл}}$.

$$M(\text{Me})_{\text{прибл}} = M_{\text{Э(оп)}} \cdot B, \quad (1.7)$$

где B - валентность металла.

По периодической таблице элементов Д. И. Менделеева определите, какой металл используется в опыте. Найдите относительную атомную массу этого элемента $Ar(\text{Me})$. Она близка к молярной массе атомов $M(\text{Me})_{\text{прибл}}$.

Рассчитайте точное (теоретическое) значение эквивалентной массы металла:

$$M_{\text{Э(теор)}} = \frac{M(\text{Me})}{B}, \quad (1.8)$$

где $M(\text{Me})$ - молярная масса металла, равная относительной атомной массе $Ar(\text{Me})$;

B - валентность, равная двум.

5. Расчет погрешности опыта (относительная ошибка опыта).

$$\Pi = \pm \frac{M_{\text{Э(теор)}} - M_{\text{Э(оп)}}}{M_{\text{Э(теор)}}} \cdot 100\% . \quad (1.9)$$

Сделайте вывод о результатах опыта.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Объяснение опыта

КОНЦЕНТРАЦИЯ является количественной характеристикой раствора, показывает содержание растворенного вещества в определенном массе или в определенном объеме раствора или растворителя.

Способы выражения концентрации:

ПРОЦЕНТНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ПО МАССЕ (С%) - число единиц массы растворенного вещества, содержащихся в 100 единицах массы раствора.

МОЛЯЛЬНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ – число молей растворенного вещества, приходящихся на 1 кг растворителя $\left(C_m - \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}} \right)$.

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ – число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора $\left(C_M - \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right)$.

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭКВИВАЛЕНТА (НОРМАЛЬНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ) – число молярных масс эквивалента растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора $\left(C_H - \frac{\text{МОЛЬ - ЭКВ}}{\text{Л}}, \frac{\text{Г - ЭКВ}}{\text{Л}} \right)$.

Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) численно равна грамм-эквиваленту вещества по старой терминологии.

Вместо обозначения единицы измерения моль/л, моль-экв/л допускаются сокращения «М», «Н» (0.1 М р-р HCl, 0.2 Н р-р Na₂CO₃).

ТИТР – количество граммов растворенного вещества в 1 мл раствора $\left(T - \frac{\text{Г}}{\text{МЛ}} \right)$.

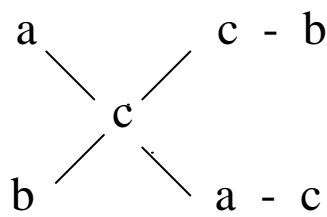
Пример расчета

Выполнению практической части работы предшествуют расчеты, в соответствии с полученным заданием, следующего типа:

Задание: *приготовить 50 мл 8% -ного раствора CuSO_4 ($\rho=1.084$ г/см³) из 10% - ного раствора CuSO_4 ($\rho=1.107$ г/см³) и воды. Рассчитать $C_M(\text{CuSO}_4)$, $C_H(\text{CuSO}_4)$, $T(\text{CuSO}_4)$ полученного раствора.*

Расчет 1. Количество исходных веществ, необходимых для приготовления раствора

В соответствии с правилом креста (квадрат Пирсона) вычитают по диагоналям определенным образом заданные величины (С%) и получают количество весовых частей исходных растворов:

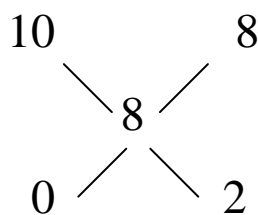


где a - большая концентрация (С%);

b - меньшая концентрация (С₂%);

c - заданная концентрация (С₃%) растворенного вещества в растворе.

В данном случае:



$8 - 0 = 8$ (a_1) - количество весовых частей 10%-го раствора;

$10 - 8 = 2$ (a_2) - количество весовых частей воды.

Общее число весовых частей: $A = a_1 + a_2 = 8 + 2 = 10$ в.ч.

Масса приготовленного раствора: $m_{8\% \text{ - го р-ра}} = V \cdot \rho = 50 \cdot 1,084 = 54,2$ г.

$$\text{Масса одной весовой части: } m_{\text{в.ч.}} = \frac{m_{8\%-\text{го}}}{a_1 + a_2} = \frac{54,2}{10} = 5,42 \text{ г.}$$

$$\text{Масса исходного 10\% - го раствора: } m_{10\%-\text{го}} = m_{\text{в.ч.}} \cdot a_1 = 5,42 \cdot 8 = 43,36 \text{ г.}$$

$$\text{Массы воды: } m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{в.ч.}} \cdot a_2 = 5,42 \cdot 2 = 10,84 \text{ г.}$$

$$\text{Объем исходного 10\%-го раствора: } V_{10\%-\text{го}} = \frac{m_{10\%-\text{го}}}{\rho_{10\%-\text{го}}} = \frac{43,36}{1,107} = 39,17 \text{ мл.}$$

$$\text{Объем воды: } V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{10,84}{1} = 10,84 \text{ мл.}$$

Расчет 2. Расчет молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента и титра полученного раствора

Находят содержание CuSO_4 в 1 л (1000 мл) раствора.

$$\text{а) } m_{1\text{л } 8\%-\text{го}} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г}$$

б) Раствор 8% - ный, поэтому

в 100 г раствора содержится 8 г CuSO_4 ,

а в 1084 г раствора содержится x г CuSO_4
(в 1 л)

$$x = \frac{1084 \cdot 8}{100} = 86,72 \text{ г}$$

Расчет $C_M(\text{CuSO}_4)$:

Молярная масса CuSO_4 - $M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$.

Следовательно, число молей отвечающее 86,72 г CuSO_4 :

$$n = \frac{m}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{86,72 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,54 \text{ моль.}$$

То есть $C_M(\text{CuSO}_4) = 0,54 \text{ моль/л}$.

Расчет $C_H(\text{CuSO}_4)$:

Молярная масса эквивалента CuSO_4 (эквивалентная масса CuSO_4)

$$M_3(\text{CuSO}_4) = \frac{M(\text{CuSO}_4)}{n_{\text{Cu}} \cdot V_{\text{Cu}}} = \frac{160}{1 \cdot 2} = 80 \text{ г/моль},$$

где n - число атомов меди,

V - валентность меди.

Следовательно, число молярных масс эквивалента

соответствующее 86,72 г CuSO_4 равно:

$$n = \frac{m}{M_3(\text{CuSO}_4)} = \frac{86,72}{80} = 1,08 \text{ моль-экв.}$$

То есть, $C_H(\text{CuSO}_4) = 1,08 \frac{\text{моль-экв.}}{\text{л}}$.

Расчет $T(\text{CuSO}_4)$:

$$T(\text{CuSO}_4) = \frac{86,72 \text{ г}}{1000 \text{ мл}} = 0,08572 \text{ г/мл.}$$

Проведение опыта

Реактивы: 10%-й раствор сульфата меди CuSO_4 ;

10%-й раствор сульфата натрия Na_2SO_4 ;

10%-й раствор сульфата магния MgSO_4 ;

10%-й раствор хлорида натрия NaCl ;

дистиллированная вода.

Получив у преподавателя задание, выполняют расчеты, затем наливают исходный раствор и воду в бюретки. Уровни жидкости в бюретках устанавливают на нулевые отметки (по нижнему мениску) и выливают рассчитанные объемы раствора соли и воды в коническую колбу. Раствор перемешивают и переливают в цилиндр. Ареометром измеряют плотность приготовленного раствора ($\rho_{\text{практ}}$). Сравнивают с плотностью раствора заданной концентрации. Рассчитывают ошибку:

$$\Pi = \pm \frac{\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{практ}}}{\rho_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Скорость химической реакции зависит не только от природы реагирующих веществ, но и от условий, при которых она протекает. Главными условиями, влияющими на скорость химической реакции являются: 1) концентрация реагирующих веществ; 2) температура и 3) присутствие катализатора.

ОПЫТ 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Объяснение опыта

В опыте изучается влияние концентрации тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ на скорость реакции:



В результате протекания этой реакции выделяется сера, что делает раствор мутным. По промежутку времени между началом реакции (добавлением H_2SO_4) и моментом появления мути можно судить о скорости реакции.

По закону действия масс скорость второй реакции выразится так:

$$v = k[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4], \quad (3.1)$$

где $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ и $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ – молярные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 $\left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}\right)$;

k - константа скорости реакции.

В процессе опыта концентрация H_2SO_4 имеет постоянное значение, то имеется возможность оценить изменение скорости данной реакции в зависимости от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;

1 Н раствор H_2SO_4 ;

дистиллированная вода.

Предварительно сделайте опыт качественно: в пробирку внесите 6 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3 капли раствора H_2SO_4 . Встряхните пробирку. Наблюдайте медленное помутнение раствора.

В трех пробирках приготовьте растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ разной концентрации. Для этого в три пробирки налейте:

в первую 4 капли $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 8 капель H_2O ;

во вторую пробирку 8 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 4 капли H_2O ;

в третью пробирку 12 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Первые две пробирки встряхните, так как в одинаковых объемах полученных растворах содержится разное число молей $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Затем, в первую пробирку добавьте 1 каплю H_2SO_4 , встряхните и тотчас начните отсчет времени (τ сек) от начала реакции до появления первых признаков помутнения раствора. Сделайте поочередно то же самое со второй и с третьей пробирками. Результаты трех опытов запишите в табл. 3.1.

Таблица 3.1

Экспериментальные и расчетные данные

Номера пробирок	Число капель		Концентрация раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время реакции τ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}$
	раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O			
1	4	8			
2	8	4			
3	12	-	0,5Н		

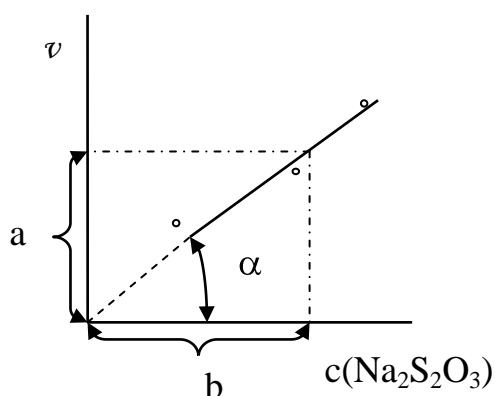
Учитывая разбавление 0.5 Н раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ водой, рассчитайте концентрации растворов в первой и второй пробирок применив закон эквивалентов:

$$C_{\text{H}_1} \cdot V_1 = C_{\text{H}_2} \cdot V_2. \quad (3.3)$$

Рассчитайте скорость реакции во всех трех случаях:

$$v = \frac{1}{\tau}(c^{-1}). \quad (3.4)$$

Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации



$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Ось абсцисс – концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ось ординат – скорость реакции.

Проведите прямую между нанесенными точками таким образом, чтобы она занимала усредненное положение, проходя через начало координат.

Рассчитайте константу скорости реакции из полученного графика

$$k = \operatorname{tg} \alpha = \frac{a}{b}, \quad (3.5)$$

где α - угол наклона полученной прямой к оси абсцисс.

Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.

ОПЫТ 2. Зависимость скорости химической реакции от температуры

Объяснение опыта

В опыте изучается влияние температуры на скорости реакции тиосульфата натрия с серной кислотой:



Влияние температуры на скорость реакции определяется приближенным правилом Вант-Гоффа:

при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

Это увеличение называется температурным коэффициентом (γ). Математическое выражение этого правила:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (3.6)$$

где v_{t_1} - скорость реакции при температуре t_1 ,

v_{t_2} - скорость реакции при температуре t_2 .

Если представить скорость реакции как величину обратно пропорциональную времени (τ), то $v_1 = \frac{1}{\tau_1}$ и $v_2 = \frac{1}{\tau_2}$.

При $t_2 - t_1 = 10^0$, $\gamma = \frac{\tau_1}{\tau_2}$.

Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор тиосульфата натрия, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;

1 Н раствор серной кислоты, H_2SO_4 .

Проделайте предварительный опыт, чтобы знать, как выпадает осадок серы. В пробирку внесите 6 капель раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и 3 капли раствора серной кислоты (H_2SO_4). Продолжительность реакции (τ) определите по промежутку времени между прибавлением кислоты и моментом помутнения раствора.

В крышку стеклянного термостата вставьте две пробирки: одну, содержащую раствор серной кислоты с опущенной в нее пипеткой; другую – с раствором, полученным при смешении 4 капель 0.5 Н раствор тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и 8 капель воды.

Термостат нагрейте до 20^0 С и выдержите растворы около 5 минут. В пробирку с тиосульфатом натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) добавьте из пробирки с серной кислотой (H_2SO_4) 1 каплю. Определите время прохождения реакции, как в предварительном опыте.

Проделайте такой же опыт при 30 , 40 , и 50^0 С. Данные четырех опытов запишите в табл. 3.2.

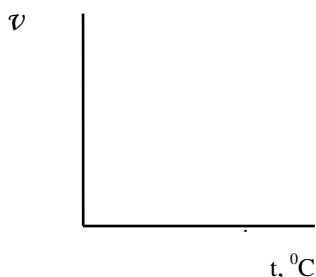
Таблица 3.2

Экспериментальные и расчетные данные

Номер опытов	Температура, °С	Время реакции τ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}$	γ
1				
2				
3				
4				

Рассчитайте скорость реакции при всех четырех температурах. Определите температурный коэффициент при разнице температур опытов в 10 °С.

Постройте график зависимости скорости реакции (v) от температуры (t).



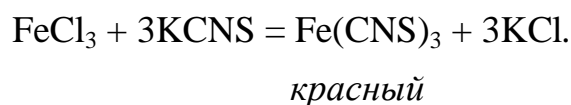
Сделайте вывод о справедливости правила Вант-Гоффа.

ОПЫТ 3. Изменение скорости реакции в присутствии катализатора

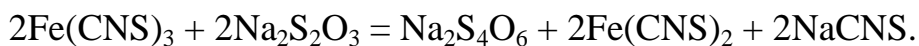
Объяснение опыта

Катализаторами называют вещества, которые изменяют (увеличивают или уменьшают) скорость химической реакции, но сами в результате реакции остаются без изменения.

В этом опыте осуществляется реакция взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия, в результате которого образуется $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ красного цвета



Затем при добавлении тиосульфата натрия происходит восстановление железа (III) до железа (II) и раствор обесцвечивается:



В присутствии катализатора скорость реакции обесцвечивания раствора меняется.

Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор роданида калия KCNS;
 0.5 Н раствор хлорида железа (III) FeCl₃;
 1 Н раствор сульфата меди CuSO₄;
 0.5 Н раствор тиосульфата натрия Na₂S₂O₃.

В две пробирки внесите по 10 капель 0.5 Н раствора KCNS и по 1 капле раствора FeCl₃.

В одну из пробирок добавьте 1 каплю 1Н раствора CuSO₄.

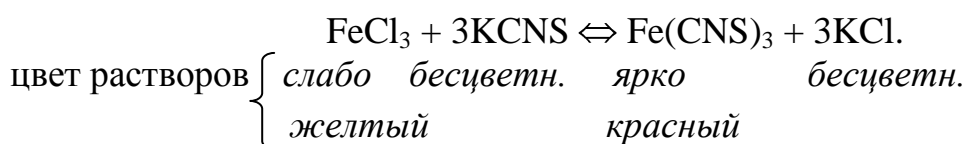
Затем в обе пробирки добавьте по 10 капель 0.5 Н раствора Na₂S₂O₃. Наблюдайте различную скорость обесцвечивания растворов.

Необходимо отметить все наблюдаемое в процессе опыта. Что являлось катализатором в данном опыте? Как повлияло присутствие катализатора на скорость реакции восстановления железа (III) до (II)?

ОПЫТ 4. Химическое равновесие

Объяснение опыта

В этом опыте изучается смещение равновесие в реакции:



Усиление окраски свидетельствует о смещении равновесия в сторону прямой реакции и наоборот. Сдвиг равновесия при изменении концентрации веществ определяется по принципу Ле-Шателье:

увеличение концентрации исходных веществ вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции, противодействующему этому изменению концентрации;

увеличение концентрации продуктов реакции вызывает смещение равновесия в сторону обратной реакции, противодействующей этому изменению концентрации.

Проведение опыта

Реактивы: 0.005 Н раствор хлорного железа, FeCl_3 ;
0.5 Н раствор хлорного железа, FeCl_3 ;
0.005 Н раствор роданистого калия, KCNS ;
0.5 Н раствор роданистого калия, KCNS ;
хлористый калий, KCl кр.

Возьмите 4 сухие пробирки и в каждую из них налейте по 5 капель 0.005 Н раствора хлорного железа FeCl_3 и 0.005 Н раствора роданистого калия KCNS . Встряхиванием пробирок, перемешайте их содержимое.

Первая пробирка необходима для сравнения. Во вторую пробирку добавьте 2 капли 0.5 Н раствора FeCl_3 , в третью – 2 капли 0.5 Н раствора KCNS , в четвертую – сухого KCl на микрошпателе.

Сравните изменение цвета в пробирках и сделайте вывод о смещении равновесия. Результаты запишите в таблицу 3.3.

Таблица 3.3.

Экспериментальные данные

Номера пробирок	Добавленный раствор (формула вещества)	Ослабление или усиление окраски растворов	Направление смещение равновесия (в сторону прямой или обратной реакции).
1	Пробирка для сравнения	-	-
2			
3			
4			

В выводе объясните смещение равновесия в сторону прямой и обратной реакции.

Почему при одинаковом увеличении концентраций FeCl_3 и KCNS – степень окраски растворов не одинаковая? Составьте выражения закона действия масс для прямой реакции и константы равновесия изучаемой реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

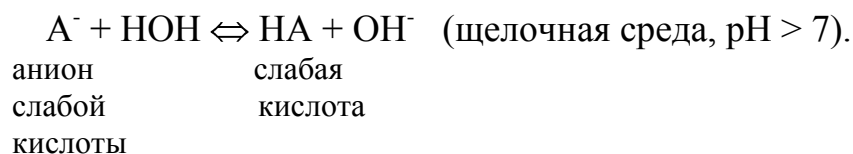
ОПЫТ 1. Гидролиз солей разных типов

Объяснение опыта

Гидролиз – взаимодействие ионов соли с ионами воды. При этом образуются слабые кислоты и основания, изменяется рН раствора.

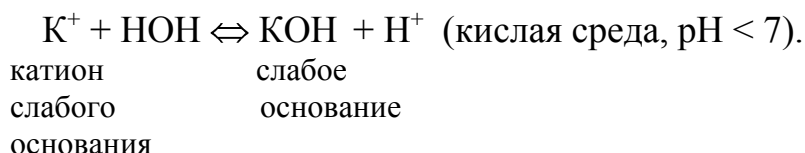
Различают три случая гидролиза солей.

- 1) Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:



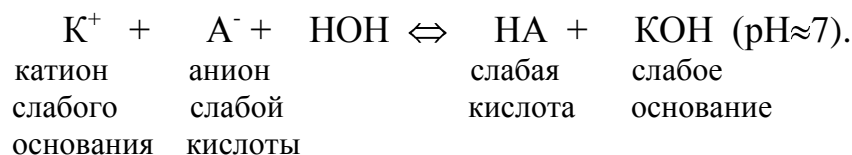
Гидролиз обусловлен связыванием ионов водорода воды (H^+) в слабую кислоту. Образуется избыточное количество ионов OH^- , что создает щелочную реакцию раствора.

- 2) Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой:



Гидролиз обусловлен связыванием ионов гидроксила воды (OH^-) в слабодиссоциирующее основание. Образуется избыток ионов H^+ , что создает кислую реакцию раствора.

- 3) Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием:



В этом случае продуктами гидролиза могут быть слабая кислота и

слабое основание. Ионы воды (H^+ и OH^-) связываются ионами соли почти в равной степени, что обуславливает нейтральную реакцию раствора.

4) Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и сильным основанием не идет. В этом случае ионы соли с ионами воды не образуют слабых электролитов.

Сила кислот и оснований указана в табл. 4.1. Слабые электролиты характеризуются константами диссоциации.

Таблица 4.1

Сильные и слабые электролиты

Основания			Кислоты		
сильные	слабые	$K_{\text{дисс}}$	сильные	слабые	$K_{\text{дисс}}$
NaOH	NH_4OH	$1.8 \cdot 10^{-5}$	HCl	H_2CO_3	$4.5 \cdot 10^{-7}$
KOH	$Zn(OH)_2$	$4.9 \cdot 10^{-5}$	HNO_3	CH_3COOH	$1.74 \cdot 10^{-5}$

Проведение опыта

Реактивы: дистиллированная вода;

универсальная индикаторная бумага;

0.2 Н раствор кальцинированной соды, Na_2CO_3 ;

0.2 Н раствор хлористого цинка, $ZnCl_2$;

0.2 Н раствор ацетата аммония, CH_3COONH_4 ;

0.2 Н раствор нитрата натрия, $NaNO_3$.

На полоски индикаторной бумаги нанесите по одной капле раствора соответствующей соли. С помощью указателя определите pH. Полученные данные запишите в табл. 4.2.

Таблица 4.2

Экспериментальные данные

Формула соли	Характеристика силы основания и кислоты, образующих соль	Цвет индикаторной бумаги	Кислая, нейтральная или щелочная среда, pH
(H_2O)	-		
Na_2CO_3			
$ZnCl_2$			
CH_3COONH_4			
$NaNO_3$			

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции гидролиза. Сделайте вывод об изменении pH среды при гидролизе солей разных типов.

ОПЫТ 2. Сравнение гидролиза средних и кислых солей

Объяснение опыта

Соли, образованные многоосновными слабыми кислотами гидролизуются ступенчато. При этом образуются кислые соли.

Например, гидролиз соли Na_2CO_3 .



Константы гидролиза каждой ступени значительно отличаются друг от друга

$$K_{r1} > K_{r2}.$$

Гидролиз по первой ступени (гидролиз средней соли) идет легче, чем по другим ступеням (гидролиз кислых солей).

Проведение опыта

Реактивы: 0.2 Н раствор Na_2CO_3 ;

0.2 Н раствор NaHCO_3 ;

индикатор фенолфталеин.

В одну пробирку налейте 5 капель раствора кальцинированной соды Na_2CO_3 , в другую – 5 капель раствора пищевой соды - NaHCO_3 . Добавьте в обе пробирки по одной капле фенолфталеина.

Как можно объяснить различие окрасок индикатора в пробирках? Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В каком случае гидролиз идет сильнее? Почему?

ОПЫТ 3. Влияние силы слабой кислоты, образующей соль, на степень гидролиза

Объяснение опыта

Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, идет по схеме:



Константа гидролиза

$$K_{\Gamma} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} \cdot \frac{K_{H_2O}}{K_{д \text{ КИСЛ}}},$$

где K_{H_2O} - ионное произведение воды, равное 10^{-14} при $22^{\circ}C$,

$K_{д \text{ КИСЛ}}$ - константа диссоциации слабой кислоты.

Из приведенного соотношения следует, что чем слабее кислота, тем сильнее гидролиз.

Проведение опыта

Реактивы: сульфит натрия, Na_2SO_3 ;
карбонат натрия, Na_2CO_3 ;
дистиллированная вода,
индикатор фенолфталеин.

В две пробирки налейте дистиллированной воды до половины объема. В одну пробирку внесите один микрошпатель сульфита натрия (Na_2SO_3), в другую – карбоната натрия (Na_2CO_3).

По отсутствию выделения газов SO_2 и CO_2 убедитесь, что гидролиз протекает по первой ступени. Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

В обе пробирки добавьте по одной капле фенолфталеина. В какой из пробирок более щелочная среда ?

Используя константы диссоциации, объясните как влияет сила кислот, образующих соль, на степень гидролиза.

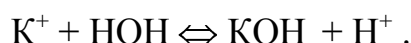
$$K_{d2}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4.8 \cdot 10^{-11}, K_{d2}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 6.8 \cdot 10^{-8}$$

Рассчитайте константы гидролиза.

ОПЫТ 4. Влияние силы слабого основания, образующего соль на степень гидролиза

Объяснение опыта

Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, идет по схеме:



Константа гидролиза:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{КОН}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{K}^+]} \cdot \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{d \text{ ОСН}}},$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ - ионное произведение воды, равное 10^{-14} при 22°C ,

$K_{d \text{ ОСН}}$ - константа диссоциации слабого основания, образующего соль.

Из приведенного соотношения следует, что чем слабее основание, тем сильнее гидролиз.

Проведение опыта

Реактивы: хлористый алюминий, AlCl_3 кр.;

хлористый магний, MgCl_2 кр.;

дистиллированная вода;

универсальная индикаторная бумага.

В две пробирки налейте до половины объема дистиллированной воды. В одну внесите один микрошпатель хлористого алюминия AlCl_3 , в другую – хлористого магния MgCl_2 . Перемешиванием растворите соли. По отсутствию осадков убедитесь в том, что гидролиз идет по первой ступени.

Определите с помощью индикаторной бумаги значение рН в растворах этих солей.

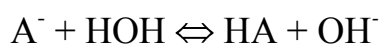
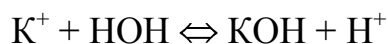
Напишите уравнение гидролиза солей по первой ступени в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод о влиянии силы

оснований ($K_{\text{дисс}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1.4 \cdot 10^{-9}$, $K_{\text{дисс}}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2.5 \cdot 10^{-3}$), образующих соль, на степень гидролиза.

ОПЫТ 5. Смещение равновесия гидролиза

Объяснение опыта

Для солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, сильным основанием и слабой кислотой, возможно смещение гидролиза.



В соответствии с принципом Ле-Шателье при увеличении концентрации какого-то вещества равновесие смещается в сторону той реакции, которая уменьшает концентрацию этого вещества. Иначе говоря, при разбавлении раствора ($>\text{H}_2\text{O}$) гидролиз усиливается, а при увеличении концентрации образующихся ионов гидролиз протекает в меньшей степени.

Проведение опыта

Реактивы: насыщенный раствор хлористого олова, SnCl_2 ;
дистиллированная вода;
универсальная индикаторная бумага;
0.2 Н раствор соляной кислоты, HCl .

В пробирку внесите 1 каплю насыщенного прозрачного раствора хлористого олова SnCl_2 . Добавьте по каплям дистиллированной воды до выпадения осадка $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}$ (около 10-15 капель). Определите рН с помощью индикаторной бумаги. Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Сделайте вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза.

В пробирку с образовавшейся суспензией добавьте по каплям раствора соляной кислоты до растворения осадка. Сделайте вывод о том, что происходит с гидролизом при увеличении концентрации ионов водорода.

ОПЫТ 6. Влияние температуры на степень гидролиза

Проведение опыта

Реактивы: 0.2 Н раствор ацетата натрия, CH_3COONa ;
индикатор фенолфталеин.

В пробирку налейте 5 капель раствора ацетата натрия CH_3COONa .

Добавьте одну каплю фенолфталеина. Отметьте окраску раствора.

Нагрейте пробирку до появления розовой окраски. Затем пробирку охладите струей холодной воды. Что происходит с окраской раствора?

Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Объясните происходящие явления. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

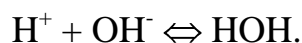
ОПЫТ 7. Взаимное влияние солей на степень гидролиза

Объяснение опыта

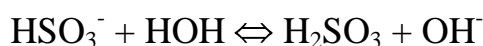
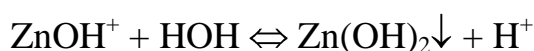
При одновременном растворении соли (например, ZnCl_2), образованной сильной кислотой и слабым основанием, и соли (например, Na_2SO_3), образованной слабой кислотой и сильным основанием, сначала идет гидролиз по первой ступени:



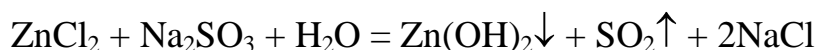
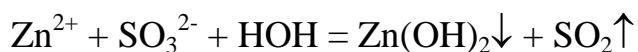
Образующиеся ионы водорода и гидроксил-ионы участвуют в реакции нейтрализации:



Это смещает равновесие реакции вправо, и гидролиз продолжается по второй ступени



Таким образом, гидролиз обеих солей необратим и протекает полностью. В таком случае удобнее писать конечные уравнения реакции:



Проведение опыта а)

Реактивы: 0.2 Н раствор хлористого алюминия, AlCl_3 ;

0.2 Н раствор карбоната натрия, Na_2CO_3 ;

раствор соляной кислоты, HCl конц.

В пробирку налейте 3 капли хлористого алюминия AlCl_3 и 3 капли раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Обратите внимание на выпадение осадка и выделение пузырьков газа. Чтобы убедиться, что осадок не представляет собой карбонат алюминия, в пробирку добавьте 3 капли соляной кислоты. Выделяются ли в избытке пузырьки углекислого газа?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза солей. Сделайте вывод о взаимном влиянии солей на степень гидролиза.

Проведение опыта б)

Реактивы: 0.2 Н раствор хлористого аммония, NH_4Cl ;

0.2 Н раствор силиката натрия, Na_2SiO_3 ;

универсальная индикаторная бумага.

В пробирку налейте 3 капли хлористого аммония NH_4Cl и 3 капли силиката натрия Na_2SiO_3 . Наблюдайте выпадение осадка. К отверстию пробирки поднесите, не касаясь стенок пробирки, смоченную водой индикаторную бумажку. Её посинение доказывает выделение аммиака, что можно определить также по запаху. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза солей. Сделайте вывод о взаимном влиянии солей на степень гидролиза.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

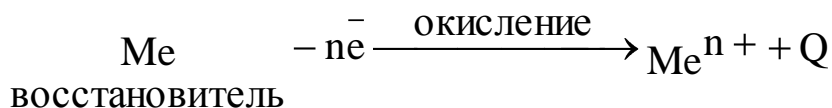
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

ОПЫТ 1. Восстановительные свойства металлов

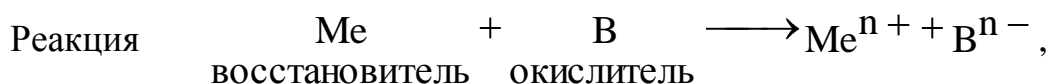
Объяснение опыта

Элементы, отдающие электроны, т. е. имеющие небольшую энергию ионизации, называют металлами. Чем легче атом отдает электрон, тем сильнее его металлические свойства.

В химических реакциях потерю металлом электронов называют его восстановительной способностью. При этом металл окисляется. Большинство металлов – термодинамически неустойчивые системы, т.е. окисление металлов – процесс самопроизвольный, необратимый.



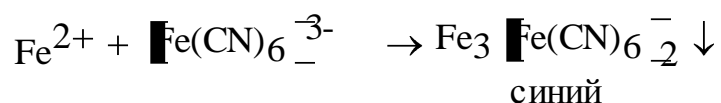
Каждый металл обладает определенной восстановительной способностью. Мерой окисляемости металла, его восстановительной способности является его потенциал. Чем меньше алгебраическая величина потенциала металла, тем больше его восстановительная способность.



возможна, если потенциал окислителя $E_{\text{ок}}$ больше потенциала восстановителя $E_{\text{вос(Me)}}$

$$E_{\text{ок}} - E_{\text{вос(Me)}} > 0.$$

Образующиеся катионы можно обнаружить с помощью качественной реакции. При окислении железа образуется катион Fe^{2+} , который с раствором красной кровяной соли, гексацианоферратом калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образует синий осадок - $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ (турнбулева синь).



Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор сульфата меди CuSO_4 ;
0.5 Н раствор сульфата цинка ZnSO_4 ;
0.5 Н раствор гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
железная полоска (проволока) – 2 шт.

В одну пробирку налейте 10 капель 0.5 Н раствора сульфата меди CuSO_4 , а в другую - 10 капель 0.5 Н раствора сульфата цинка ZnSO_4 . В пробирки опустите хорошо зачищенные железные стержни.

Через несколько минут в первой пробирке на железном стержне появится красный налет. Напишите уравнение реакции и процессы окисления - восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.

Через 10-15 минут после полного исчезновения голубого цвета раствора выньте из пробирки железный стержень и добавьте 2 капли раствора красной кровяной соли, гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Появление синего окрашивания указывает на присутствие в растворе катионов Fe^{2+} . Напишите уравнение происходящего химического процесса.

Наблюдайте также через 10-15 минут, что происходит во второй пробирке. Чтобы убедиться, что в растворе нет катионов Fe^{2+} , добавьте 2 капли раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Сделайте вывод, почему железо не вытесняет катионы Zn^{2+} из раствора, а ионы Cu^{2+} вытесняет.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства катиона Fe^{3+}

Объяснение опыта

Если большинство металлов легко теряет электроны, то их катионы могут восстанавливаться только при действии сильного восстановителя. Потенциал катиона металла Fe^{3+} , являющегося при этом окислителем, ($E_{\text{ок}}$) должен быть больше потенциала восстановителя ($E_{\text{вос(Ме)}}$)

$$E_{\text{ок}} - E_{\text{вос(Ме)}} > 0.$$

Реакция $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{KCl}$ возможна, так

как

$$E_{\text{ок}}^0 (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0.77 \text{ В}; \quad E_{\text{вос}}^0 (\text{I}_2^0/2\text{I}^-) = +0.52 \text{ В}$$

$$\Delta E = E_{\text{ок}}^0 - E_{\text{вос}}^0 = 0.77 - 0.52 = 0.25 > 0.$$

Проведение опыта

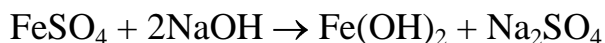
Реактивы: 0.5 Н раствор хлорного железа, FeCl₃;
0.5 Н раствор йодистого калия, KI.

Внесите в пробирку 3-4 капли 0,5 Н раствора йодистого калия KI и 5-6 капель 0.5 Н раствора хлорного железа (III). Отметьте изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции, процессы окисления и восстановления. Объясните возможность протекания реакции.

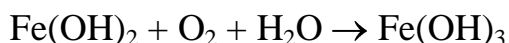
ОПЫТ 3. Окисление катиона Fe²⁺ в Fe³⁺ кислородом воздуха

Объяснение опыта

Высшая степень окисления большинства металлов наиболее стабильна. Поэтому катион Fe²⁺ стремится перейти в Fe³⁺. Окисление осуществляется кислородом воздуха.



зеленоватый



Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор гидроксида натрия, NaOH ;
соль Мора (NH₄)₂Fe(SO₄)₂·6H₂O кр.

В пробирку поместите два микрошпателя соли Мора, добавьте 3-4 капли воды и перемешиванием растворите соль. Добавьте 6 капель 0,5 Н раствора NaOH. Отметьте наблюдаемый эффект. Слегка подогрейте пробирку. Наблюдайте происходящие изменения. Напишите уравнения реакций, процессы окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод.

ОПЫТ 4. Окислительные и восстановительные свойства p-элементов

Объяснение опыта

Атомы неметаллов могут иметь разные степени окисления. Вещества, содержащие атомы этих элементов в промежуточных состояниях, могут быть и окислителями и восстановителями. Это зависит от условий протекания реакции.

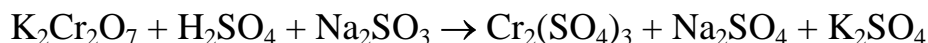
Опыт 4. 1. Окислительные и восстановительные свойства сульфита натрия

Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$;
0.5 Н раствор сульфида натрия Na_2S ;
0.1 Н раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
сульфит натрия Na_2SO_3 кр.

В первую пробирку внесите 5-6 капель раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$, во вторую – раствор сульфида натрия Na_2S . В каждую из пробирок добавьте по несколько капель 0,1 Н раствора серной кислоты H_2SO_4 и на микрошпателе сульфита натрия Na_2SO_3 .

Наблюдайте происходящие изменения в обеих пробирках.



Напишите уравнения реакций, процессы окисления и восстановления. Объясните, что является в каждом случае окислителем и восстановителем. Чем обусловлено изменение цвета содержимого пробирок?

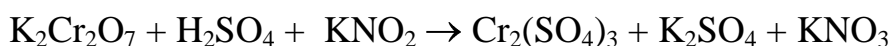
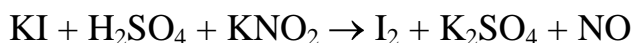
Опыт 4.2. Окислительные и восстановительные свойства нитрита калия

Проведение опыта

Реактивы: 0.5 Н раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$;
0.5 Н раствор йодистого калия KI ;
0.1 Н раствор серной кислоты H_2SO_4 ;
соль нитрита калия KNO_2 кр.

В первую пробирку внесите 5-6 капель раствора йодида калия KI , во вторую - раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$. В каждую из пробирок добавьте по несколько капель 0.1 Н раствора H_2SO_4 и на микрошпателе нитрита калия KNO_2 .

Наблюдайте происходящие изменения в обеих пробирках:



Напишите уравнения реакций, процессы окисления и восстановле-

ния. Укажите, что в каждом случае является окислителем и восстановителем. Чем обусловлено изменение цвета содержимого пробирок?

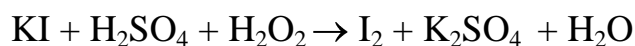
Опыт 4.3. Окислительные и восстановительные свойства перекиси водорода

Проведение опыта

Реактивы: 3% раствор перекиси водорода H_2O_2 ;
0.5 Н раствор йодистого калия KI ;
0.05 Н раствор перманганата калия KMnO_4 ;
0.1 Н раствор серной кислоты H_2SO_4 .

В первую пробирку внесите 5-6 капель 0,5 М раствора йодида калия KI , в другую - 2 капли 0,05 Н раствора перманганата калия KMnO_4 . В каждую из пробирок добавьте по несколько капель 0,1 Н раствора H_2SO_4 и по 2-4 капли раствора перекиси водорода H_2O_2 .

Наблюдайте происходящие изменения в обеих пробирках:



Напишите уравнения реакций, процессы окисления и восстановления. Укажите, что в каждом случае является окислителем и восстановителем. Чем обусловлено изменение цвета содержимого пробирок?

ОПЫТ 5. Реакции диспропорционирования

Объяснение опыта

Для реакций диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) характерно наличие молекул (ионов), в состав которых входят атомы одного вида (элемента), окисляющие и восстанавливающие друг друга. Это свойство проявляется у соединений или простых веществ, отвечающих одному из промежуточных степеней окисления данного элемента.

Опыт 5.1. Реакция диспропорционирования сульфита натрия

Проведение опыта

Реактивы: сульфит натрия Na_2SO_3 (кр.);
дистиллированная вода;
0.5 Н раствор сульфата меди (II) CuSO_4 .

В две пробирки поместите по два микрошпателя сульфита натрия Na_2SO_3 . Одна пробирка служит для сравнения. Содержимое второй тщательно прокалите в пламени спиртовки в течение 5 минут. Пробирку остудите.

Произошла реакция (2 пробирка) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

Напишите уравнение реакции, процессы окисления и восстановления. Что является окислителем и восстановителем?

В обе пробирки добавьте 5-6 капель воды. Растворите содержимое и в каждую пробирку налейте 2-3 капли сульфата меди CuSO_4 .

Отметьте изменения в пробирках.

(1 пробирка) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

(2 пробирка) $\text{Na}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Напишите уравнения реакций. Объясните происшедшие изменения в пробирках.

Опыт 5.2. Реакция диспропорционирования перекиси водорода

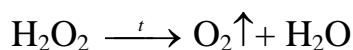
Проведение опыта

Реактивы: 3% раствор перекиси водорода H_2O_2 ;

раствор бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (конц.).

В пробирку налейте 5-6 капель раствора перекиси водорода H_2O_2 и 1-2 капли раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, выступающего в роли катализатора. Пробирку нагрейте на спиртовой горелке.

Опишите наблюдения. Отметьте выделение газа.



Напишите уравнение реакции, процессы окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.

ОПЫТ 6. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

Объяснение опыта

Реакции внутримолекулярного окисления – восстановления характерны для процессов, при которых степени окисления изменяют разные элементы, входящие в состав одной и той же молекулы.

Опыт 6.1. Разложение нитрата меди

Проведение опыта

Реактивы: нитрат меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ кр.

Возьмите на микрошпатель нитрат меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и высыпьте в пробирку, слегка нагрейте на пламени горелки. Опишите наблюдения.



Напишите уравнение реакции, процессы окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6.2. Разложение бихромата аммония

Проведение опыта

Реактивы: бихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кр.

Поместите щепотку бихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ горкой на асбестовую сетку. Зажженной спичкой инициируйте реакцию. Опишите, что происходит.



Напишите уравнение реакции, процессы окисления и восстановления. Укажите окислитель и восстановитель.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высш. шк., 2000. – 559 с.
2. Коровин Н.В., Мингулина Э.М., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. - М.: Высш. шк., 1998.- 238 с.
3. Федосова Н.Л., Румянцева В.Е., Лосева М.В., Кокурина Г.Л., Чеснокова Т.В. Сборник задач и упражнений по химии. Учебное пособие / Под ред. Н.Л. Федосовой. - М.: Изд-во АСВ, 2003.-232 с.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, Ленингр. отделение, 1986. – 286 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ	3
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1	
Определение эквивалента металла	4
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2	
Приготовление раствора заданной концентрации	10
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3	
Химическая кинетика	13
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4	
Гидролиз солей	21
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5	
Окислительно-восстановительные реакции	29
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	36