

**Л. П. Ардашева
А. Ю. Вахрушев
Т. Л. Луканина**

ХИМИЯ

Практикум

**Санкт-Петербург
2022**

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

**«Санкт-Петербургский государственный университет
промышленных технологий и дизайна»
Высшая школа технологии и энергетики**

**Л. П. Ардашева
А. Ю. Вахрушев
Т. Л. Луканина**

ХИМИЯ

Практикум

Утверждено Редакционно-издательским советом ВШТЭ СПбГУПТД

Санкт-Петербург
2022

УДК 54(07)
ББК 24я7
А 799

Рецензент

кандидат химических наук, доцент Российского государственного педагогического
университета им. А. И. Герцена

А. Н. Борисов

Ардашева, Л. П., Вахрушев, А. Ю., Луканина, Т. Л.

А 799 Химия: Практикум / Ардашева Л. П., Вахрушев А. Ю., Луканина Т. Л. –
СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД, 2022. – 65 с.

Практикум соответствует программам и учебным планам дисциплины «Химия» и включает в себя описание лабораторных работ для студентов, обучающихся по направлениям подготовки 13.03.01 «Промышленная теплоэнергетика», «Энергетика теплотехнологий», 15.03.02 «Машины и аппараты комплексной переработки возобновляемых ресурсов», 27.03.04 «Системы и средства автоматизации технологических процессов».

Содержание практикума базируется на современных представлениях о строении вещества, Периодическом законе Д. И. Менделеева, а также важнейших общих закономерностях протекания химических процессов. Все работы предваряются вопросами для повторения теоретических основ темы.

УДК 54(07)
ББК 24я7

© ВШТЭ СПбГУПТД, 2022
© Ардашева Л. П., Вахрушев А. Ю.,
Луканина Т. Л., 2022

ОГЛАВЛЕНИЕ

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ.....	4
Лабораторная работа № 1. ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ.....	7
Лабораторная работа № 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА	9
Лабораторная работа № 3. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА: МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ.....	12
Лабораторная работа № 4. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ОКСИДЫ. ОСНОВАНИЯ.....	14
Лабораторная работа № 5. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. КИСЛОТЫ. СОЛИ	16
Лабораторная работа № 6. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	18
Лабораторная работа № 7. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ	21
Лабораторная работа № 8. ВЛИЯНИЕ КАТАЛИЗАТОРА НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ	24
Лабораторная работа № 9. ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СОСТОЯНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ.....	26
Лабораторная работа № 10. ИОННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ	28
Лабораторная работа № 11. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И ИХ СВОЙСТВА.....	31
Лабораторная работа № 12. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	32
Лабораторная работа № 13. РАСТВОРИМОСТЬ ЭЛЕКТРОЛИТА В ПРИСУТСТВИИ ОДНОИМЕННЫХ ИОНОВ. РАСТВОРИМОСТЬ МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	34
Лабораторная работа № 14. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ	36
Лабораторная работа № 15. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ ДВОЙСТВЕННОСТЬ СОЕДИНЕНИЙ.....	38
Лабораторная работа № 16. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА С РАЗНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ПОТЕНЦИАЛОПРЕДЕЛЯЮЩИХ ИОНОВ.....	39
Лабораторная работа № 17. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ.....	41
ПРИЛОЖЕНИЕ	45
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	65

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Правила работы в лаборатории

При работе в лаборатории необходимо соблюдать следующие правила:

1. Перед выполнением лабораторной работы необходимо к ней тщательно подготовиться: изучить по лекциям и другим учебно-методическим пособиям теоретический материал по данной теме и выяснить у преподавателя все вопросы.
2. Перед проведением каждого опыта внимательно прочитать его описание, подготовить все, что требуется для его выполнения, и только после этого приступать к выполнению опыта.
3. Особое внимание следует уделить мерам предосторожности, указанным либо в описании опыта, либо в общей инструкции по технике безопасности при работе в лаборатории неорганической химии.
4. Работать в лаборатории необходимо в халате, желательно на одном и том же рабочем месте. Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не загромождать его ненужными предметами. Перед уходом из лаборатории привести рабочее место в порядок и сдать его дежурному лаборанту.
5. Лабораторный журнал и методические руководства во время выполнения работ следует оберегать от попадания на них воды и химических реактивов. Категорически запрещается ставить склянки с реактивами на журнал и методические руководства.
6. При пользовании реактивами:
 - прежде чем брать реактив с полки, внимательно прочтите этикетку с названием реактива и убедитесь в его соответствии проводимому опыту;
 - все склянки с растворами держать закрытыми и открывать только на время употребления; закрывая склянки, не путать пробок, так как это приводит к загрязнению реактивов;
 - не уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место;
 - сухие реактивы брать чистым шпателем, специальной ложечкой, чистой сухой пробиркой;
 - если в описании опыта не указано, какое количество реагента необходимо взять для опыта, следует брать твердые вещества в количестве, закрывающим дно пробирки, а раствор – не более 1/6 объема пробирки;
 - если случайно количество взятого реактива окажется большим, чем требуется для опыта, то **высыпать или выливать их обратно в склянки, из которых они взяты запрещается;**
 - остатки растворов, содержащие серебро, бром, иод, концентрированные кислоты и щелочи выливать только в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах.
7. Без разрешения преподавателя **проводить любые опыты, не предусмотренные в руководстве, категорически запрещается.**

8. В ходе выполнения лабораторной работы аккуратно ведите записи в лабораторном журнале, отмечая и записывая все наблюдения. После выполнения работы журнал необходимо подписать у преподавателя.
9. Отчет о лабораторной работе оформляется для всех лабораторных работ. Для лабораторных работ № 1, 3, 4, 5, 11 – 15 в виде таблицы (таблица 1), оформленной на *развороте* двойного листа.

Таблица 1 – Пример оформления лабораторной работы

Название опыта	Уравнение реакции	Наблюдения	Выводы

Для остальных работ – в произвольной форме, согласно требованиям в самом описании работы.

Меры предосторожности

1. Все опыты с ядовитыми, пахнущими веществами, концентрированными кислотами и щелочами проводить только в вытяжном шкафу.
2. Опыты с воспламеняющимися веществами проводить вдали от огня.
3. При работе с щелочными и щелочноземельными металлами остерегаться воды. Хранить металлы под керосином. Обрезки металлов сдавать лаборанту и ни в коем случае не бросать в баки для мусора или в раковину.
4. При нагревании растворов в пробирке пользоваться держателем или штативом и всегда помещать пробирку так, чтобы ее отверстие было направлено в сторону от работающего и соседей по рабочему месту. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или расплавом во избежание попадания брызг на лицо.
5. Нюхать какие-то бы ни было вещества в лаборатории следует крайне осторожно: не наклоняться над пробиркой и не вдыхать полной грудью, а направлять к себе пары или газы легким движением руки. Ядовитые газы, например, арсин, фосфин и др. нюхать категорически запрещено.
6. При работе с твердыми щелочами надевать защитные очки. Брать куски щелочи только щипцами. Остатки щелочей тщательно убирать с рабочего стола.
7. Наливание концентрированных кислот в пробирки проводить только через воронки или с помощью пипетки. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать осторожно и небольшими порциями **кислоту в воду, а не наоборот.**
8. Соблюдать правила личной гигиены. **Категорически запрещается принимать пищу в лаборатории.**
9. Не бросать в раковины бумагу, битое стекло, остатки металлов и т. п. Для этого следует пользоваться специальными мусорными баками.

Первая помощь при несчастных случаях

При несчастных случаях немедленно заявите лаборанту и преподавателю. В лаборатории имеется аптечка со всем необходимым для экстренной помощи. Для оказания первой помощи пострадавшему необходимо:

1. При ожоге химическими веществами (концентрированные кислоты, щелочи) или термическом ожоге горячими предметами сразу же промыть обожженное место большим количеством воды и затем наложить повязку из ваты, смоченной:
 - при ожоге кислотой – 2 – 3 %-ным раствором соды или аммиака;
 - при ожоге щелочью – 1 %-ным раствором H_3BO_3 или CH_3COOH ;
 - при термическом ожоге – 2 – 3 %-ным раствором KMnO_4 .
2. При отравлении:
 - газами (HCl , CO , SO_2 , H_2S) – вывести пострадавшего на свежий воздух, дать понюхать нашатырный спирт;
 - кислотами – выпить раствор соды или принять внутрь суспензию мела (CaCO_3) или MgO ;
 - щелочами – выпить 1 %-ный раствор уксусной кислоты;
 - при других случаях следует вызвать рвоту, выпить молока или сырых яиц и немедленно обратиться к врачу.
3. При попадании кислот и щелочей в глаза немедленно промыть их большим количеством воды комнатной температуры и обратиться к врачу.

Лабораторная работа № 1 ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Вопросы для повторения

1. Сформулируйте закон сохранения материи.
2. Что называется химической реакцией?
3. В чем отличие химических реакций от физических явлений?
4. Приведите примеры физических процессов.
5. Перечислите физические свойства веществ.
6. Приведите примеры химических свойств веществ.
7. Какие признаки химических реакций вам известны?
8. Что понимают под химической формулой вещества?
9. Какие вещества называются неорганическими? Органическими?
10. Назовите основные классы неорганических соединений. Какими формулами их обозначают?
11. Что показывают коэффициенты в уравнении реакции?

Опыт 1. Получение нерастворимых в воде солей

а) получение **сульфата бария**: к раствору хлорида (или нитрата) бария по каплям добавить раствор сульфата натрия (или калия);

б) получение **хлорида серебра**: к раствору нитрата серебра по каплям добавить раствор хлорида натрия (или калия);

в) получение **сульфата свинца (II)**: к раствору нитрата свинца (II) по каплям добавить раствор сульфата натрия (или калия);

г) получение **хромата бария**: к раствору хлорида (или нитрата) бария по каплям добавить раствор хромата натрия (или калия);

д) получение **иодида свинца (II)**: к раствору нитрата свинца (II) по каплям добавить раствор иодида натрия (или калия);

е) получение **карбоната кальция**: к раствору нитрата (или хлорида) кальция по каплям добавить раствор карбоната натрия.

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и полном и сокращенном ионном виде. Подписать название соли; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» цвет образовавшегося осадка; 3) в графе «ВЫВОДЫ» изобразить графическую формулу соли.

Опыт 2. Получение нерастворимых в воде гидроксидов

а) получение **гидроксида свинца (II)**: к раствору нитрата свинца (II) по каплям добавить раствор гидроксида натрия (или калия). Осадок разделить на две части. К первой прибавить избыток гидроксида натрия, а ко второй избыток разбавленной азотной кислоты. Наблюдать растворение осадков. Если осадок растворяется плохо, то его прокипятить;

б) получение **гидроксида железа (III)**: к раствору сульфата (или нитрата) железа (III) по каплям добавить раствор гидроксида натрия (или калия). Осадок

разделить на две части. К первой прибавить избыток гидроксида натрия, а ко второй избыток серной кислоты. Наблюдать растворение осадков. Если осадок растворяется плохо, то его прокипятить;

в) получение **гидроксида меди (II)**: к раствору нитрата (или сульфата) меди (II) по каплям добавить раствор гидроксида натрия (или калия). Осадок разделить на две части. К первой прибавить избыток гидроксида натрия, а ко второй избыток серной кислоты. Наблюдать растворение осадков. Если осадок растворяется плохо, то его прокипятить;

г) получение **гидроксида алюминия**: к раствору нитрата (или сульфата) алюминия по каплям добавить раствор гидроксида натрия (или калия). Осадок разделить на две части. К первой прибавить избыток гидроксида натрия, а ко второй избыток серной кислоты. Наблюдать растворение осадков. Если осадок растворяется плохо, то его прокипятить;

д) получение **гидроксида хрома (III)**: к раствору сульфата (или нитрата) хрома (III) по каплям добавить раствор гидроксида натрия (или калия). Осадок разделить на две части. К первой прибавить избыток гидроксида натрия, а ко второй избыток серной кислоты. Наблюдать растворение осадков. Если осадок растворяется плохо, то его прокипятить;

е) получение **гидроксида цинка**: к раствору сульфата (или нитрата, или хлорида) цинка по каплям добавить раствор гидроксида натрия (или калия). Осадок разделить на две части. К первой прибавить избыток гидроксида натрия, а ко второй избыток серной кислоты. Наблюдать растворение осадков. Если осадок растворяется плохо, то его прокипятить.

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и полном и сокращенном ионном виде; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции. Например, «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» указать тип превращения в каждой из трех реакций. Например, «нерастворимый гидроксид → гидроксокомплекс», «нерастворимый гидроксид → соль», «соль → нерастворимый гидроксид».

Опыт 3. Цепочки превращений с участием неорганических веществ

а) к раствору хлорида (или нитрата) **цинка** добавить раствор карбоната натрия. Затем к образовавшемуся осадку прилить раствор серной кислоты. После того как осадок растворится прилить раствор гидроксида натрия (или калия);

б) к раствору сульфата (или нитрата) **меди** добавить раствор гидроксида натрия. Затем к образовавшемуся осадку прилить раствор разбавленной азотной кислоты. После того как осадок растворится прилить раствор сульфида натрия;

в) к раствору хлорида (или нитрата) **железа (III)** добавить раствор гидроксида натрия. Затем к образовавшемуся осадку прилить раствор серной

кислоты. После того как осадок растворится прилить раствор ортофосфата натрия;

г) к раствору сульфата (или нитрата) **кадмия** добавить раствор гидроксида натрия. Затем к образовавшемуся осадку прилить раствор соляной кислоты. После того как осадок растворится прилить раствор сульфида натрия;

д) к раствору хлорида (или нитрата) **кальция** добавить раствор карбоната натрия. Затем к образовавшемуся осадку прилить раствор разбавленной азотной кислоты. После того как осадок растворится прилить раствор оксалата натрия;

е) к раствору нитрата **свинца (II)** добавить раствор карбоната натрия. Затем к образовавшемуся осадку прилить раствор уксусной кислоты. После того как осадок растворится прилить раствор иодида натрия (или калия).

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и полном и сокращенном ионном виде; подписать названия продуктов каждой реакции; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» записать цепочку превращений в виде формул. Указать класс неорганических веществ-участников цепочки превращений (соль, кислота, основание, оксид).

Лабораторная работа № 2 **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА**

Вопросы для повторения

1. Что называется эквивалентом вещества?
2. Что называется фактором эквивалентности?
3. Что такое молярная масса эквивалента? В каких единицах она измеряется?
4. В чем причина того, что эквивалент элемента часто не является постоянной величиной?
5. Каковы формулы для расчета молярных масс эквивалента сложных веществ: а) кислот, б) оснований в реакциях кислотно-основного взаимодействия? Какие кислоты и основания имеют постоянные величины молярных масс эквивалента?
6. Каковы формулы для расчета молярных масс эквивалента сложных веществ: а) оксидов, б) солей в реакциях кислотно-основного взаимодействия?
7. Что такое эквивалентный объем? Как рассчитываются эквивалентные объемы кислорода и водорода? Каковы их значения при н. у.?
8. Сформулируйте закон эквивалентов.

9. Как связаны между собой количество вещества и количество эквивалентов вещества?
10. Какой дополнительный способ существует для расчета молярных масс эквивалента бинарных соединений?
11. Как привести объем газа к нормальным условиям?

Методика выполнения работы. Соберите установку, изображенную на рис. 1. В один из отростков реакционного сосуда *a* (пробирка Оствальда) поместите исследуемый образец, в другой – налейте 3 мл раствора 20 % соляной кислоты.

С помощью уравнильной склянки с установите уровень воды в бюретке *b* на начальной отметке (нулевое или близкое к нему деление). Плотно присоедините реакционный сосуд и проверьте установку на герметичность. Для этого опустите уравнильную склянку с в крайне нижнее положение и наблюдайте за уровнем воды и наблюдайте за уровнем воды в бюретке, который в течение 1 – 3 мин. не должен изменяться. Если уровень медленно падает, то необходимо проверить все уплотнения и вновь испытать на герметичность.

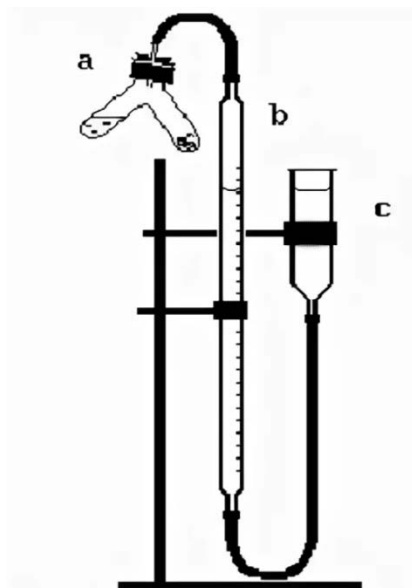


Рис. 1. Схема установки для определения эквивалентной массы

Убедившись в герметичности установки, запишите начальный уровень воды в бюретке, соответствующий нижнему краю мениска, с точностью до 0,1 мл. При этом уравнильная склянка должна быть поднята и уровень воды в ней должен находиться на той же высоте, что и в бюретке. Затем наклоните реакционный сосуд так, чтобы кислота перелилась в отросток с металлом. Образующийся в процессе реакции водород вытесняет воду из бюретки, и уровень понижается.

Когда реакция закончится и прекратится понижение уровня воды в бюретке, дайте охладиться установке до комнатной температуры. Запишите конечный уровень воды в бюретке, уравнивая деление в бюретке с атмосферным с помощью уравнивательной склянки (уровни в бюретке и в уравнивательной склянке должны быть одинаковыми).

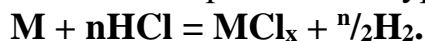
Вычислите объем газа как разность между конечным и начальным уровнями воды в бюретке и заполните таблицу.

Таблица 2 – Результаты эксперимента

Измеряемая величина	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса вещества	m	г	
Объем выделившегося H ₂	V	мл	
Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	
Температура	t	°C	
Давление насыщенного водяного пара при данной температуре (см. Приложение)	p	мм рт. ст.	

Идентификация металла по молярной массе эквивалента и валентности

Взаимодействие металла **M**, имеющего стандартный электродный потенциал, с хлороводородной кислотой протекает по уравнению:



Измерив объем водорода, можно рассчитать молярную массу эквивалента металла, а зная его валентность – молярную массу. По значению молярной массы металл легко идентифицировать.

Получите у преподавателя предварительно взвешенный на аналитических весах образец металла (цинк, алюминий, магний) и выполните опыт по вышеописанной методике.

В отчете:

- описать методику выполнения эксперимента и изобразить схему установки;
- приведите объем водорода к нормальным условиям по формуле:

$$V^0 = \frac{V \cdot (P-p) \cdot 273}{760 \cdot (273+t)},$$

где V_0 – объем выделившегося водорода при нормальных условиях, мл; V – объем выделившегося водорода при условиях опыта, мл; P – атмосферное давление, мм рт. ст.; p – парциальное давление насыщенного водяного пара при

температуре проведения эксперимента, мм рт. ст.; t – температура при проведении эксперимента, °С;

- вычислите молярную массу эквивалента металла из пропорции

$$\frac{m}{M_э} = \frac{V^0}{V_э^0},$$

где $M_э$ – молярная масса эквивалента металла, г/моль; $V_э^0$ – объем эквивалента водорода, равный при н. у. 11200 мл/моль;

- рассчитайте молярную массу металла по формуле:

$$M = M_э \cdot n,$$

где n – валентность металла (используйте метод подбора);

- идентифицируйте металл по Периодической системе элементов Д. И. Менделеева;

- вычислите теоретическую молярную массу эквивалента идентифицированного металла $M_{э теор.}$;

- оцените относительную погрешность опыта (в %) по формуле:

$$\varepsilon = \left| \frac{M_{э теор.} - M_э}{M_{э теор.}} \right| \cdot 100\%;$$

- сделайте вывод о возможных источниках ошибок.

Лабораторная работа № 3 ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА: МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

Вопросы для повторения

1. Что называется химическим элементом?
2. Что называется простым веществом? В чем отличие между понятиями «химический элемент» и «простое вещество»?
3. Что такое аллотропия? Аллотропные модификации? Приведите примеры.
4. Какие критерии лежат в основе классификации элементов на металлы и неметаллы? В чем условность этого деления?
5. Какие группы металлов в ПС можно выделить?
6. Какие группы неметаллов в ПС можно выделить?
7. Как меняются металлические / неметаллические свойства элементов в периоде слева направо и в группе сверху вниз?
8. Назовите общие физические свойства металлов. Чем они обусловлены?
9. Можно ли назвать общие физические свойства неметаллов? Почему?
10. В чем отличие кристаллических решеток металлов и неметаллов?
11. Какие металлы отличаются наибольшей химической активностью? С чем это связано? Приведите примеры.
12. Какие агрегатные состояния характерны для неметаллов при обычных условиях? Чем вызвано различие? Приведите примеры?
13. Можно ли назвать общие химические свойства у металлов? У неметаллов? Почему?
14. Назовите наиболее химически активные неметаллы? Объясните, почему указали именно их?

Опыт 1. Получение хлора

Смешать в пробирке $\sim(0,2 - 0,3)$ г хлорида натрия и оксида марганца (IV). Добавить к смеси $\sim 0,5$ мл концентрированной серной кислотой и осторожно нагреть в пламени спиртовки. Испытать действие выделяющегося газа на бумажку, смоченную разбавленным раствором иодида калия – отметить ее потемнение, а затем обесцвечивание.

Опыт 2. Получение кислорода

В сухую пробирку насыпать $\sim 0,5$ г перманганата калия. Держа вертикально с помощью пробиркодержателя, осторожно нагреть их в пламени спиртовки. Обнаружить выделение кислорода, используя внесенную тлеющую лучинку.

Опыт 3. Горение серы. Свойства сернистого газа (*групповой опыт*)

Поместить ложечку для сжигания кусочек серы величиной с горошину и поджечь ее в пламени спиртовки. Отметить цвет горячей серы. Внести горящую серу в пробирку, и после окончания реакции влить ~ 5 мл воды и 1 – 2 капли лакмуса. Отметить цвет индикатора.

Опыт 4. Взаимодействие серы с концентрированной азотной кислотой

Поместить в пробирку кусочек серы размером со спичечную головку. Прилить 4 мл концентрированной азотной кислоты. Пробирку закрепить в пробиркодержателе и осторожно кипятить в пламени спиртовки, не допуская выплескивания раствора. При появлении бурого газа нагревание прекратить. Отлить часть раствора (без кусочков серы) в чистую пробирку и добавить туда несколько капель нитрата (или хлорида) бария. Наблюдать выпадение белого осадка.

Опыт 5. Взаимодействие угля с концентрированной серной кислотой

В пробирку налить ~ 1 мл концентрированной серной кислоты и поместить кусочек угля. Пробирку закрепить в пробиркодержателе и осторожно нагреть на пламени спиртовки. Наблюдать выделение пузырьков газа, поднести к отверстию пробирки фильтровальную бумажку, смоченную подкисленным раствором перманганата калия. Что наблюдается? Аналогичные опыты проделать с разбавленной серной кислотой и гидроксидом натрия. Наблюдается ли окисление угля в этом случае? Почему?

Опыт 6. Свойства олова

а) Взаимодействие с азотной кислотой. Взять две пробирку. В обе положить по кусочку олова. В первую добавить ~ 2 мл концентрированной азотной кислоты и смесь нагреть в вытяжном шкафу до полного растворения металла. Обратит внимание на выделяющийся газ и на образование осадка β -оловянной кислоты. Во вторую добавить столько же разбавленной азотной кислоты. Определить во второй пробирке катион аммония. Обосновать различный характер взаимодействия олова с разбавленной и концентрированной азотной кислотой.

б) Взаимодействие со щелочью. Подействовать на кусочек олова концентрированным раствором щелочи. Пробирку нагреть до кипения и с помощью тлеющей лучины установить природу выделяющегося газа.

Опыт 7. Горение магния. Свойства оксида магния (групповой опыт)

Поместить в ложечку для сжигания кусочек магниевой ленты и поджечь в пламени спиртовки. Продукт реакции перенести в пробирку, налить ~5 мл воды и добавить 1–2 капли фенолфталеина. Отметить окраску индикатора. Обосновать наблюдения, назвать химические соединения.

Опыт 8. Взаимодействие щелочного металла с водой (групповой опыт)

Извлечь из керосина пинцетом кусок натрия, положить его на сухую фильтровальную бумагу, лежащую на стекле или керамической плитке. Осушить металл фильтровальной бумагой. Держа натрий пинцетом, срезать скальпелем или ножом наружный слой металла, обнажив его чистую поверхность с характерным металлическим блеском. Отделить небольшой кусочек металла (со спичечную головку) и опустить в кристаллизатор с водой, в которую добавлено несколько капель фенолфталеина. Оставшийся металл поместить обратно в сосуд с керосином. Что наблюдается при реакции натрия и воды? Какой газ выделяется? Обосновать наблюдаемые явления.

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном виде. Для окислительно-восстановительных процессов расставить степени окисления элементов, их изменяющих; подписать названия продуктов каждой реакции; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» указать, какое свойство вещества иллюстрируется проведенной реакцией (наблюдения не дублировать!!!).

Лабораторная работа № 4 **ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ** **ОКСИДЫ. ОСНОВАНИЯ**

Вопросы для повторения

1. Что называется сложным веществом?
2. Какие основные классы неорганических соединений выделяют?
3. Приведите примеры бинарных неорганических соединений различных классов? Как строятся их названия? Как записываются формулы?
4. Какие вещества называются оксидами? Приведите примеры бинарных соединений кислорода не являющихся оксидами? Какую степень окисления проявляет в них кислород?
5. Каковы правила построения названий оксидов?
6. Что лежит в основе классификации солеобразующих оксидов?
7. Какие способы получения оксидов вам известны?

8. Какими общими свойствами обладают кислотные, основные, амфотерные оксиды? Приведите примеры.
9. Какие гидроксиды называются основными? Каким образом их можно классифицировать?
10. Каковы правила построения названий основных гидроксидов?
11. Назовите общие свойства оснований? Чем они обусловлены?
12. Какие способы получения оснований можно назвать?

Опыт 1. Свойства оксида серы (IV) (групповой опыт)

В пробирку поместить ~0,5 г кристаллического сульфита натрия и добавить ~3 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку закрыть пробкой с газоотводной трубкой и выделяющийся газ пропустить через ~20 мл воды, налитой в стаканчик. В полученный раствор прилить немного лакмуса. Сделать выводы о составе и о кислотно-основных свойствах водного раствора диоксида серы.

Опыт 2. Свойства оксида углерода (IV) (групповой опыт)

В пробирку налить ~3 мл воды и добавить 1–2 капли лакмуса. В результате взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой в аппарате Киппа получить углекислый газ. С помощью горячей лучинки установить, поддерживает ли он горение. Пропустить ток углекислого газа из аппарата Киппа через воду в пробирке и наблюдать изменение окраски индикатора. Сделать выводы о составе и о кислотно-основных свойствах водного раствора диоксида углерода.

Опыт 3. Свойства оксида магния

На дно пробирки поместить немного порошка оксида магния и прибавить воды. Взболтайте содержимое пробирки. Есть ли видимые признаки реакции? Добавьте в пробирку несколько капель фенолфталеина. Укажите изменения.

Опыт 4. Свойства оксида цинка

В две пробирки внести немного порошка оксида цинка. В одну прилить 2 мл соляной кислоты, а в другую 2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Наблюдать растворение осадка. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах оксида цинка.

Опыт 5. Получение и свойства оксида хрома (III)

Поместите в пробирку немного дихромата аммония. Отверстие пробирки направьте в сторону от себя и других работающих и нагрейте верхний слой до начала реакции, держа пробирку вертикально. Наблюдайте бурную экзотермическую реакцию (реакция «вулкан») разложения дихромата.

Испытайте растворимость полученного Cr_2O_3 в воде и концентрированной серной кислоте. Сделайте вывод и обоснуйте отношение оксида хрома(III) к воде и кислотам, укажите кислотно-основные свойства оксида.

Опыт 6. Получение оксида меди (II)

В пробирку налить 2 мл раствора сульфата меди (II) и добавить по каплям до образования осадка раствор гидроксида натрия. Полученный осадок

прокипятить до изменения цвета. Сделать вывод о термической устойчивости нерастворимых гидроксидов.

Опыт 7. Свойства амфотерных гидроксидов

а) В пробирку налить 2 мл **хлорида алюминия**. В пробирку по каплям добавить разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. Осадок разделить на две пробирки. В одну пробирку добавить избыток соляной кислоты, а во вторую – избыток гидроксида натрия. Наблюдать растворение осадков в обеих пробирках. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

б) Провести предыдущий опыт, изначально взяв 2 мл **хлорида хрома (III)**.

Опыт 8. Получение гидроксида натрия (групповой опыт)

В кристаллизатор с водой прибавить 2 капли фенолфталеина и с помощью щипцов осторожно опустить маленький (величиной с горошину) кусочек натрия, предварительно очищенного от верхнего окисленного слоя и осушенного фильтровальной бумагой. Отметить изменение цвета раствора и выделение газа. Обосновать наблюдения.

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и для реакций в водных растворах в полном и сокращенном ионном виде; подписать названия продуктов каждой реакции; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» указать, какое свойство вещества иллюстрируется проведенной реакцией (наблюдения не дублировать!!!).

Лабораторная работа № 5 ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ КИСЛОТЫ. СОЛИ

Вопросы для повторения

1. Дайте определение термину «кислота».
2. Какие способы классификации кислоты можно выделить? Приведите примеры.
3. Какие общие свойства кислот можно назвать? Чем они обусловлены?
4. Как строятся названия бескислородных кислот? Приведите примеры.
5. Как строятся названия оксокислот? Приведите примеры.
6. Какие общие способы получения кислот: а) бескислородных, б) кислородсодержащих можно назвать?
7. Какое определение можно дать солям?
8. Какие типы солей выделяют? Приведите примеры солей различных типов.

9. Какие правила построения названий солей используются? Приведите примеры.
10. Можно ли назвать общие свойства солей? Почему?
11. Приведите примеры различных способов получения солей.

Опыт 1. Получение хлороводородной кислоты

Насыпать в пробирку слой хлорида натрия толщиной в ~1,5 см и добавить ~1 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку плотно закрыть пробкой с газоотводной трубкой и укрепить в штативе. Подвести под газоотводную трубку пробирку, наполненную водой. Газоотводную трубку в воду не опускать(!), держать над водой 5 – 7 мин. Разделить полученный раствор на две части. К первой прибавить немного лакмуса, а ко второй – раствор AgNO_3 . Объяснить наблюдаемые явления.

Опыт 2. Получение летучих кислот

В одну пробирку поместить несколько кристалликов ацетата натрия, а в другую столько же сульфата натрия. Добавить в каждую разбавленной серной кислоты и отметить запах образующихся продуктов реакции. Обосновать наблюдение. Назвать химические соединения.

Опыт 3. Получение сернистой кислоты (*групповой опыт*)

Поместить ложечку для сжигания кусочек серы величиной с горошину и поджечь ее в пламени спиртовки. Отметить цвет горящей серы. Внести горящую серу в пробирку, и после окончания реакции влить ~5 мл воды и 1 – 2 капли лакмуса. Отметить цвет индикатора.

Опыт 4. Взаимодействие разбавленных кислот с металлами

Взять три пробирки. В одну положить кусочек цинка, в другую – железа, в третью – меди. Прибавить к каждому металлу по 1 мл разбавленной соляной кислоты. Отметить изменения. Кусочки металлов промыть. Прилить разбавленной серной кислоты. Отметить изменения. Снова промыть. Добавить разбавленной азотной кислоты. Провести наблюдения. Обосновать наблюдения. Назвать химические соединения.

Опыт 5. Реакция нейтрализации

В пробирку 1 мл разбавленной соляной кислоты и постепенно по каплям добавлять разбавленный раствор гидроксида натрия, тщательно перемешивая стеклянной палочкой раствор. Контролировать протекание реакции по индикаторной бумажке: реакция считается законченной, когда pH среды = 7. Что образуется. Обосновать изменение цвета индикаторной бумаги в ходе реакции.

Опыт 6. Взаимодействие оксида с кислотой

На дно пробирки поместить немного порошка оксида меди (II) и залить 2 мл разбавленной серной кислоты. Дать постоять 15 мин. Отметить визуальные изменения.

Опыт 7. Реакции обмена, сопровождающиеся образованием нерастворимых в воде средних солей

Взять три пробирки, в каждую налить по 1 мл раствора нитрата свинца (II) и добавить: в первую пробирку – раствор хлорида натрия, в во вторую – иодида калия, а в третью – сульфида натрия. Наблюдать образование осадков.

Опыт 8. Реакции замещения с участием солей

Взять три пробирки. В каждую из них прилить по 1 мл раствора: в первую – сульфата меди (II), во вторую – сульфата натрия, в третью – ацетата свинца (II). В каждый раствор внести по грануле цинка. Во всех ли пробирках наблюдаются изменения? Объясните, почему?

Опыт 9. Образование кислой соли

Налить в пробирку 2 мл «известковой воды» и пропустить из аппарата Киппа углекислый газ. Наблюдать последовательное образование и растворение осадка. Обосновать наблюдения. Назвать химически соединения.

Опыт 10. Образование основной соли

В пробирку с 1 мл раствора сульфата меди (II) по каплям добавлять раствор карбоната натрия и наблюдать образование осадка. Обосновать наблюдения.

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и для реакций в водных растворах в полном и сокращенном ионном виде. Для окислительно-восстановительных определить окислитель и восстановитель; подписать названия продуктов каждой реакции; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ», «образовался (указать цвет) налет»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» указать, какое свойство вещества иллюстрируется проведенной реакцией (наблюдения не дублировать!!!). Изобразить графические формулы кислот и солей, фигурирующих в опыте. Ответить на вопросы опыта.

Лабораторная работа № 6 ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Вопросы для повторения

1. Что называется термодинамической системой?
2. Какие виды термодинамических систем существуют? В чем их отличие?
3. Какие параметры характеризуют состояние системы?
4. Что такое функция состояния системы?
5. каков физический смысл внутренней энергии как функции состояния системы? Можно ли значение внутренней энергии найти опытным путем?
6. Что такое энтальпия системы?
7. Что называется тепловым эффектом реакции? При каких условиях он называется изменением энтальпии и обозначается ΔH ?

8. В каких единицах измеряется тепловой эффект реакции?
9. Какие уравнения называются термохимическими? Как записывается экзотермический и эндотермический процессы?
10. Что называется стандартной энтальпией образования вещества? Как она обозначается? Почему необходимо стандартизация состояний вещества?
11. Сформулируйте закон Гесса.
12. В каких случаях расчеты по закону Гесса – единственный способ рассчитать тепловой эффект реакции?

Определение энтальпии реакции нейтрализации

Опыт проводится в калориметре, схема которого представлена на рис. 2.

Калориметр состоит из двух стеклянных стаканов – внутреннего (1) и наружного (7), вставленных друг в друга. Между стенками этих стаканов находится слой теплоизоляционного материала (2), препятствующего теплопотерям из стакана (1). Внутренний стакан закрывается крышкой (8), в которую вставлен термометр (3), закрепленный в штативе (5) и воронка (6).

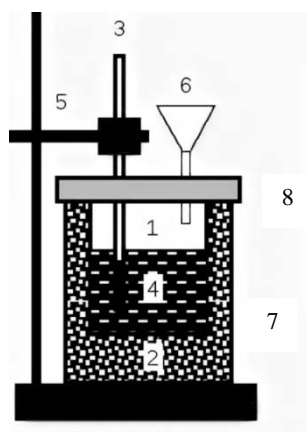
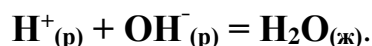


Рис. 2. Простейший калориметр

Реакция нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием выражается сокращенным ионно-молекулярным уравнением:



В ходе этой реакции на 1 моль образующейся воды выделяется 55,64 кДж теплоты.

Сущность опыта заключается в том, чтобы с максимальной точностью измерить количество теплоты, выделившейся при нейтрализации известного количества сильной кислоты избытком сильного основания; пересчитать это количество теплоты на 1 моль воды и сопоставить экспериментальное значение с теоретическим.

Теплота Q , выделяющаяся в ходе реакции, расходуется на нагревание жидкости (4) во внутреннем стакане калориметра $Q_{ж}$ и на нагрев самого этого стакана $Q_{ст}$, т. е. $Q = Q_{ж} + Q_{ст}$.

Количество теплоты, поглощенное стаканом и жидкостью в нем, соответственно равны: $Q_{ж} = c_{ж} \cdot m_{ж} \cdot \Delta t$ и $Q_{ст} = c_{ст} \cdot m_{ст} \cdot \Delta t$, где $c_{ж}$ и $c_{ст}$ – удельные теплоемкости соответственно жидкости и стакана (считаем удельную теплоемкость стекла равной $0,75 \cdot 10^3 \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$, а удельную теплоемкость жидкость примем равной удельной теплоемкости воды, т.е. равной $4,18 \cdot 10^3 \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$); $m_{ж}$ и $m_{ст}$ – масса жидкости в стакане и масса пустого стакана (взвесить на весах предварительно); Δt – повышение температуры в ходе реакции, °С.

Таким образом, количество теплоты, выделившейся в ходе реакции, равно: $Q = (c_{ж} \cdot m_{ж} + c_{ст} \cdot m_{ст}) \cdot \Delta t$.

Для выполнения опыта отмерьте мерным цилиндром 30 мл 1 моль/л раствора соляной кислоты и, открыв крышку, влейте кислоту во внутренний стакан калориметра. Закройте стакан крышкой и проверьте, чтобы термометр был погружен в раствор. Через несколько минут, когда установится тепловое равновесие, запишите температуру кислоты в стакане с точностью до 0,1 °С.

Отмерьте другим мерным цилиндром 30 мл 2 моль/л раствора гидроксида натрия и аккуратно через воронку влейте его в калориметрический стакан. Осторожными круговыми движениями перемешайте содержимое калориметрического стакана, одновременно наблюдая за температурой. Запишите максимальную температуру жидкости после сливания растворов.

В отчете:

- привести экспериментальные данные:

масса стакана $m_{ст}$, кг;

суммарный объем жидкости в стакане $V_{ж}$, мл;

начальная температура t_1 , °С;

конечная температура t_2 , °С;

повышение температуры Δt , °С;

- приняв, что плотность жидкости равна плотности воды, рассчитайте количество теплоты Q , выделившейся в ходе реакции;

- зная объем взятой кислоты и ее концентрацию, определите количество воды (моль), образовавшейся в результате реакции (щелочь взята в избытке);

- пересчитайте количество выделившейся теплоты на один моль воды – это и будет тепловой эффект реакции нейтрализации ΔH , т. е. $\Delta H = -Q$;

- сравните полученное в опыте значение ΔH с теоретическим (-55,64 кДж/моль) и вычислите погрешность (в %) по формуле:

$$\varepsilon = \left| \frac{-55,64 - M_3}{-55,64} \right| \cdot 100\%;$$

- сделайте вывод о возможных источниках ошибок.

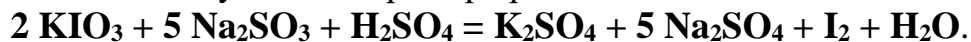
Лабораторная работа № 7
ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ
НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

Вопросы для повторения

1. Дайте определение физического понятия «скорость».
2. Что понимают под скоростью химического процесса?
3. Как выражается истинная и средняя скорость реакции?
4. Почему о скорости химической реакции имеет смысл говорить только для данного момента времени?
5. Какие факторы влияют на скорость реакции?
6. В чем различие гомогенных и гетерогенных процессов? Приведите примеры тех и других.
7. Сформулируйте закон действия масс.
8. Что такое константа скорости химической реакции? Каков ее физический смысл?
9. В какой форме закон действия масс применим для гетерогенных процессов?
10. Как скорость химической реакции зависит от температуры? Что такое температурный коэффициент скорости реакции?
11. Всякое ли столкновение молекул реагирующих веществ приводит к химической реакции? Что такое активные молекулы? Чем они отличаются от остальных?
12. Что такое энергия активации? Как влияет величина энергии активации на скорость реакции?
13. Что такое цепные реакции? Чем отличается разветвленный цепной процесс от неразветвленного?

Скорость химических реакций зависит от ряда факторов, из которых важнейшими являются химическая природа реагирующих веществ, их концентрация, температура и катализатор.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции может быть изучено на примере реакции:



Механизм данной реакции многостадийный и в работе не обсуждается. В результате реакции образуется молекулярный иод. Время от начала реакции до образования иода зависит от скорости реакции.

Реакция осуществляется при смешивании двух заранее приготовленных растворов: А (0,03 М раствор KIO_3) и Б (в 1 л раствора содержится 1,5 г Na_2SO_3 , 2 мл 96 %-ой H_2SO_4 и 1 г крахмала).

Опыт 1

В стакане приготовьте раствор, разбавляя раствор А согласно таблице 3.

Таблица 3 – Приготовление растворов

№ замера	Объемы растворов, мл		Время, через которое проявляется окрашивание с сливания растворов	которое синее момента	$1/\tau$
	раствора А	воды	τ , с		с^{-1}
1	10	0			
2	9	1			
3	8	2			
4	7	3			
5	6	4			
6	5	5			
7	4	6			
8	3	7			
9	2	8			
10	1	9			

К приготовленному раствору А прилейте 10 мл раствора Б и по секундомеру зафиксируйте момент сливания, перемешайте круговыми движениями и внимательно наблюдайте за раствором.

Зафиксируйте время появления синей окраски. Каждый замер выполните не менее трех раз. Результаты запишите в таблицу. После каждого замера тщательно споласкивайте стакан.

Время от момента сливания до появления синей окраски обратно пропорциональна скорости реакции. Поэтому скорость реакции можно выразить обратной величиной времени протекания реакции $1/\tau$.

Опыт 2

В стакане приготовьте раствор, разбавляя раствор Б согласно таблице 4.

Таблица 4 – Приготовление растворов

№ замера	Объемы растворов, мл		Время, через которое проявляется окрашивание с сливания растворов	которое синее момента	I/τ
	раствора Б	воды	τ , с		c^{-1}
1	10	0			
2	9	1			
3	8	2			
4	7	3			
5	6	4			
6	5	5			
7	4	6			
8	3	7			
9	2	8			
10	1	9			

К приготовленному раствору **Б** прилейте 10 мл раствора **А** и по секундомеру зафиксируйте момент сливания, перемешайте круговыми движениями и внимательно наблюдайте за раствором.

Зафиксируйте время появления синей окраски. Каждый замер выполните не менее трех раз. Результаты запишите в таблицу. После каждого замера тщательно споласкивайте стакан.

Время от момента сливания до появления синей окраски обратно пропорциональна скорости реакции. Поэтому скорость реакции можно выразить обратной величиной времени протекания реакции I/τ .

В отчете:

- кратко опишите методику проведения опыта;
- зная исходную концентрацию раствора **А**, определите молярную концентрацию его в каждом из приготовленных растворов №№ 2 – 10 (опыт 1);
- постройте график зависимости «скорость реакции – концентрация раствора **А**», откладывая по оси абсцисс концентрацию раствора **А**;
- определите молярную концентрацию раствора **Б** в каждом из приготовленных растворов №№ 2 – 10 (опыт 2);

- постройте график зависимости «скорость реакции – концентрация раствора **Б**», откладывая по оси абсцисс концентрацию раствора **Б**;
- сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ на скорость химической реакции.

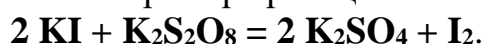
Лабораторная работа № 8 ВЛИЯНИЕ КАТАЛИЗАТОРА НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

Вопросы для повторения

1. Какое явление называют катализом?
2. Что такое катализатор?
3. Приведите примеры каталитических химических реакций.
4. Что такое положительный и отрицательный катализ?
5. Какое определение можно дать ингибитору?
6. Как катализатор влияет на энергию активации химической реакции?
7. Чем отличается гомогенный катализ от гетерогенного?
8. Что такое автокатализ?
9. В чем сущность избирательности катализаторов?
10. Что такое адсорбция? Какую роль она играет в гетерогенном катализе?
11. Что такое каталитические яды?

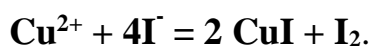
Скорость химических реакций зависит от ряда факторов, из которых важнейшими являются химическая природа реагирующих веществ, их концентрация, температура и катализатор.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции может быть изучено на примере реакции:

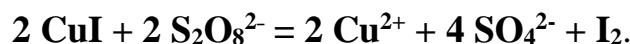


Механизм данной реакции многостадийный. В результате реакции образуется молекулярный иод. Время от начала реакции до образования иода зависит от скорости реакции.

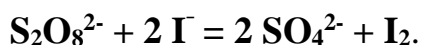
Как показывает практика, реакция окисления иодид-иона пероксодисульфатом существенно ускоряется в присутствии катионов меди (II). Возможный механизм каталитического действия ионов Cu^{2+} заключается в том, что рассматриваемая реакция протекает в две стадии, на первой из которых образуется иодид меди (I):



На второй стадии образовавшийся иодид меди (I) окисляется пероксодисульфатом:



Почленно сложив эти уравнения, приходим к реакции окисления иодид-ионов пероксодисульфат-ионом с последующей регенерацией ионов меди (II), играющих роль катализатора:



Первая стадия, являясь самой медленной, определяет скорость всего процесса и, как показывает уравнение, зависит от концентрации ионов Cu^{2+} .

Реакция осуществляется при смешивании двух заранее приготовленных растворов: А (0,2 М раствор KI) и Б (в 1 л раствора содержится 50 г $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, 3 г $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 г крахмала).

В стакан 1 налейте 5 мл раствора Б, добавьте 5 мл воды и добавьте соответствующее количество капель разбавленного раствора сульфата меди (II). Затем прилейте 10 мл раствора А и зафиксируйте по секундомеру момент появления синего окрашивания (от момента сливания растворов).

Таблица 5 – Результаты измерений

№ замера	Количество капель CuSO_4	Время, через которое проявляется синее окрашивание с момента сливания растворов	$1/\tau$
		τ , с	с^{-1}
1	0		
2	1		
3	3		
4	5		
5	7		
6	9		

К приготовленному раствору А прилейте 10 мл раствора Б и по секундомеру зафиксируйте момент сливания, перемешайте круговыми движениями и внимательно наблюдайте за раствором.

Зафиксируйте время появления синей окраски. Каждый замер выполните не менее трех раз. Результаты запишите в таблицу. После каждого замера тщательно споласкивайте стакан.

Время от момента сливания до появления синей окраски обратно пропорциональна скорости реакции. Поэтому скорость реакции можно выразить обратной величиной времени протекания реакции $1/\tau$.

В отчете:

- кратко опишите сущность и методику проведения опыта;
- постройте график в координатах «число капель сульфата меди в системе – $1/\tau$ »;
- сделайте вывод о влиянии концентрации катализатора на скорость химической реакции.

Лабораторная работа № 9
ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СОСТОЯНИЕ
ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Вопросы для повторения

1. Когда реакция протекает практически до конца? Какие необходимы для этого условия?
2. Какие реакции называются обратимыми? В чем их отличие от реакций, идущих до конца?
3. Что такое состояние химического равновесия?
4. Можно ли сказать, что при установлении химического равновесия реакция прекращается?
5. Что такое константа равновесия химической реакции?
6. Как константа равновесия выражается через равновесные концентрации реагирующих веществ?
7. Каковы особенности выражения константы равновесия для гетерогенных процессов?
8. Как константа равновесия связана с изменением свободной энергии Гиббса?
9. Как влияет изменение температуры на состояние равновесия?
10. Как влияет введение катализатора в реакционную смесь на состояние равновесия?
11. Как влияет изменение концентрации одного из веществ на смещение равновесия в гомогенной системе?
12. Как влияет изменение давления на равновесие в реакции между газообразными веществами.
13. Сформулируйте общий принцип Ле Шателье.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия

Реакцию между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия можно выразить уравнением:



При смешивании растворов исходных веществ образуется мало диссоциирующее комплексное соединение кроваво-красного цвета гекса(тиоцианато)феррат(III) калия. По изменению интенсивности окраски раствора можно определить направление смещения равновесия при изменении концентрации какого-либо из реагирующих веществ.

В стаканчике смешайте по 5 мл разбавленных растворов хлорида железа (III) и тиоцианата калия. Полученный окрашенный раствор разлейте поровну в четыре пробирки. В первую добавьте 2–3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – несколько кристалликов тиоцианата калия, в третью немного кристаллов хлорида калия, встряхните. Сравните окраску

растворов в этих пробирках с окраской контрольного раствора в четвертой пробирке.

В отчете:

- заполните таблицу и укажите направление смещения равновесия;

Таблица 6 – Результаты измерений

№ пробирки	Добавленный реагент	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия (→ или ←)
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		

- напишите выражение константы равновесия;
- как изменяется концентрация каждого из участников процесса при добавлении: а) хлорида железа (III), б) тиоцианата калия, в) хлорида калия;
- согласуется ли смещение равновесия, зафиксированное в эксперименте, с принципом Ле Шателье?

Опыт 2. Влияние температуры на состояние химического равновесия при гидролизе

К 3 – 5 мл раствора ацетата натрия добавьте 3 – 4 капли фенолфталеина и нагрейте. Наблюдайте появление окраски, которая возникает при повышении рН раствора, вызванном гидролизом соли. Дайте пробирке постепенно остыть. Что происходит с окраской индикатора? Снова нагрейте пробирку. Как изменилась окраска фенолфталеина?

В отчете:

- напишите уравнение гидролиза ацетата натрия в молекулярном и ионном виде;
- экзотермической или эндотермической является реакция гидролиза?;
- согласуется ли смещение равновесия, зафиксированное в эксперименте, с принципом Ле Шателье?

Опыт 3. Влияние рН среды состояние химического равновесия

К 1 – 2 мл раствора хромата калия добавьте при встряхивании по каплям раствор серной кислоты до перехода желтой окраски в оранжевую, что обусловлено переходом хромат-иона в дихромат-ион:



При добавлении в полученный оранжевый раствор нескольких капель щелочи окраска вновь переходит в желтую:



В отчете:

- напишите уравнение этих двух процессов молекулярном и ионном виде;
- напишите выражение константы равновесия для рассматриваемого процесса.

Лабораторная работа № 10
ИОННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Вопросы для повторения

1. Что подразумевается под электролитической диссоциацией веществ в растворах?
2. Какие факторы способствуют электролитической диссоциации веществ в растворах?
3. Объясните процесс электролитической диссоциации в воде веществ с ионным типом связи. Приведите примеры.
4. Объясните процесс электролитической диссоциации в воде веществ с ионным типом связи. Приведите примеры.
5. Укажите факты, свидетельствующие о гидратации веществ в растворах.
6. Изложите основные положения теории электролитической диссоциации. Какие вещества относятся к электролитам и неэлектролитам?
7. Как объясняет теория электролитической диссоциации общие свойства:
а) кислот, б) оснований?
8. Что выражает степень электролитической диссоциации?
9. Что понимается под «кажущейся» степенью электролитической диссоциации, коэффициентом активности?
10. Можно ли рассматривать процесс диссоциации как обратимую реакцию?
11. Что выражает константа электролитической диссоциации? Какую информацию можно получить из ее значения?
12. Как связана степень электролитической диссоциации слабого электролита с его концентрацией в растворе? Сформулируйте «закон разбавления».
13. Каким образом можно сместить равновесие электролитической диссоциации?
14. Какие электролиты подвергаются в растворах ступенчатой диссоциации?
15. Как тип диссоциации и сила гидроксида зависят от полярностей связей Н–О–Э?
16. Что называется ионным произведением воды?
17. Объясните, как зависит величина ионного произведения воды от температуры?
18. Как определяется водородный показатель рН?
19. Что такое гидроксильный показатель? Как он определяется?

20. Почему можно ограничиться величиной pH в определении среды (в том числе и щелочной)?
21. Докажите, что $pH + pOH = 14$.
22. Чему равна концентрация протонов и гидроксид-ионов в кислой, нейтральной и щелочной средах?
23. Как меняется pH кислого или щелочного раствора при изменении концентрации катионов водорода в 10 раз?

Методика работы с pH -метром

Определение pH основано на измерении ЭДС электрохимической цепи, составленной из хлорсеребряного (электрод сравнения) и стеклянного электродов. Потенциал хлорсеребряного электрода – величина постоянная, а потенциал стеклянного электрода зависит от концентрации протонов. Шкала измерительного прибора градуирована в значениях pH . Так как pH -метры могут быть разных марок, порядок работы с ними дается в инструкции к прибору. Порядок измерений следующий:

- 1) ополоснуть исследуемым раствором электрод и стакан, в который будет заливаться исследуемый раствор;
- 2) залить исследуемый раствор в стакан;
- 3) опустить в него электрод и определить по шкале прибора значение pH ;
- 4) раствор вылить;
- 5) аналогично определите значение pH всех растворов;
- 6) после работы сполосните электрод и стакан дистиллированной водой.

Опыт 1. Изучение кислотности среды растворов сильных кислот и оснований

Объекты исследования – разбавленные растворы кислот: соляной, серной, азотной; и оснований: гидроксидов натрия, калия и бария.

- 1) Возьмите растворы известных концентраций. Рассчитайте теоретическое значение pH , а затем экспериментально определите их с помощью pH -метра. Результаты занесите в таблицу.

Таблица 6 – Результаты измерений

Кислота (или основание)	С _м , моль/л	Концентрация Н ⁺ или ОН ⁻ , моль/л	pH рассчитанный	pH измеренный

- 2) Разбавьте растворы в 10 раз (для этого возьмите 1 мл исследуемого раствора и добавьте к нему 9 мл воды). Выполните исследование, как описано выше.

В отчете:

- сравните рассчитанные и экспериментальные значения pH ;

- напишите выражение константы равновесия для рассматриваемого процесса;
- на основании каких опытов можно сделать вывод, что и кислота, и основание являются сильным электролитом?

Опыт 2. Изучение ионного равновесия в растворах слабых электролитов

Объекты исследования – растворы слабых кислот: уксусной, муравьиной; и основания: гидроксида аммония.

- 1) Возьмите растворы известных концентраций. Рассчитайте теоретическое значение pH , используя значение константы диссоциации. Затем экспериментально с помощью pH -метра определите значение pH . Результаты занесите в таблицу.

Таблица 7 – Результаты измерений

Кислота (или основание)	C_m , моль/л	Концентрация H^+ или OH^- рассчитанная, моль/л	pH		Концентрация H^+ или OH^- эксперимен- тальная, моль/л
			рассчи- танный	экспе- римен- тальный	

- 2) Разбавьте растворы в 10 раз (для этого возьмите 1 мл исследуемого раствора и добавьте к нему 9 мл воды). Выполните исследование, как описано выше.

В отчете:

- по измеренному значению pH и заданной молярной концентрации рассчитайте степень диссоциации исследованной электролита для всех изученных концентраций;
- сделайте вывод о влиянии разбавления на степень диссоциации электролита;
- рассчитайте константу диссоциации слабого электролита для всех изученных концентраций;
- сделайте о том, зависит ли константа диссоциации слабого электролита от его концентрации;
- вычислите среднее значение константы диссоциации и сравните его с табличным значением.

Лабораторная работа № 11 РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И ИХ СВОЙСТВА

Вопросы для повторения

1. Какая реакция называется реакцией обмена?
2. В каких случаях возможно протекание обменной реакции между электролитами в растворе?
3. Какова форма записи в молекулярно-ионных уравнениях сильных электролитов, малодиссоциирующих веществ, труднорастворимых соединений и газов?
4. Возможен ли переход исходного малорастворимого соединения в другой малорастворимый продукт? Каковы условия для такого процесса?
5. Если образуется в результате реакции газообразное вещество, хорошо растворимое в воде, пойдет ли такая реакция до конца?

Опыт 1. Реакции ионного обмена с участием малорастворимых веществ

В отдельных пробирках смешайте растворы:

- 1) нитрат свинца (II) + сульфат натрия;
- 2) нитрат серебра + бромид калия;
- 3) сульфат меди (II) + сульфид натрия;
- 4) нитрат бария + хромат натрия;
- 5) сульфат алюминия + ортофосфат натрия;
- 6) нитрат кадмия + иодид натрия.

Опыт 2. Реакции ионного обмена с образованием газообразного вещества

В отдельных пробирках смешайте:

- 1) твердый сульфид железа (II) и раствор соляной кислоты;
- 2) твердый хлорид аммония и раствор гидроксида натрия;
- 3) твердый сульфит натрия и раствор соляной кислоты;
- 4) твердый карбонат кальция и раствор соляной кислоты;
- 5) твердый хлорид натрия и раствор концентрированной серной кислоты.

Выделяющийся газообразный продукт идентифицируйте по цвету и запаху (где возможно).

Опыт 3. Получение малорастворимого слабого основания и растворение его в кислоте

В отдельных пробирках провести следующие реакции, смешивая растворы:

- 1) сульфат меди + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота;
- 2) нитрат свинца (II) + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота;
- 3) сульфат алюминия + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота;
- 4) сульфат цинка + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота;
- 5) хлорид хрома (III) + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота;

- 6) сульфат никеля (II) + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота;
7) сульфат железа (II) (свежеприготовленный) + гидроксид натрия → осадок + разб. азотная кислота.

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и для реакций в водных растворах в полном и сокращенном ионном виде; подписать названия продуктов каждой реакции; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» указать, какое свойство вещества иллюстрируется проведенной реакцией (наблюдения не дублировать!!!).

Лабораторная работа № 12 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Вопросы для повторения

1. Какую реакцию называют «гидролизом»?
2. Какие вещества подвергаются гидролизу?
3. Всегда ли взаимодействие вещества с водой является обменной реакцией?
4. Какие типы гидролиза в зависимости от состава солей известны?
5. Какова реакция среды в растворах солей с различными типами гидролиза?
6. Что называется степенью гидролиза?
7. Как выражается константа гидролиза для различных случаев?
8. Как можно уменьшить степень гидролиза солей?
9. В чем особенность гидролиза кислых солей?
10. Какой гидролиз называется взаимоусиливающимся? Приведите примеры.
11. Что можно сказать о гидролизе малорастворимых солей?
12. В растворе какой соли (при одинаковых молярных концентрациях) формиата натрия или ацетата натрия среда будет более щелочной? Почему?

Опыт 1. Определить pH растворов различных солей и заполнить таблицу 8.

Таблица 8 – Результаты измерений

Индикаторы	Формулы солей, соответствующие варианту задания		
	1	2	3
Метилоранж			
Фенолфталеин			
Лакмус			
Универсальный индикатор			
Вывод (тип среды)			

Опыт 2. Гидролиз средних и кислых солей

В три разные пробирки налить по 1 мл растворов NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 и Na_3PO_4 . Определить реакцию среды в растворах с помощью универсального индикатора. Объяснить различия в значениях pH этих растворов.

Опыт 3. Гидролиз кислых солей

В две разные пробирки налить по 1 мл растворов NaHCO_3 и NaHSO_3 . С помощью универсального индикатора определить реакцию среды. Объяснить различия в значениях pH этих растворов. Написать уравнения всех реакций.

Опыт 4. Образование малорастворимых соединений при гидролизе

К 2 каплям раствора SbCl_3 прибавить по каплям воду до появления белого осадка, а затем концентрированную соляную кислоту до его полного растворения. Вновь добавить воду. Написать уравнения реакций. Каким образом можно подавить гидролиз?

Опыт 5. Влияние температуры на степень гидролиза

а) В пробирку налить 1 мл раствора CH_3COONa и 3 капли фенолфталеина. Заметить цвет индикатора. Пробирку нагреть до кипения раствора. Вновь отметить окраску индикатора. Оставить остывать на воздухе. Вновь отметить окраску индикатора. Каким образом нагревание влияет на процесс гидролиза? Написать уравнения реакции.

б) Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида железа (III). Нагреть раствор до кипения. Что происходит? Объяснить результаты опыта.

Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза

Взять две пробирки. В обе налить по 1 мл сульфида натрия (Na_2S) и 1 мл хлорида хрома(III) (CrCl_3). Отметить цвет образовавшегося осадка. В первую пробирку добавить раствор HCl , а во вторую – раствор NaOH . В обоих случаях

осадок должен раствориться. Написать уравнения реакций. Какой состав имеет образовавшийся осадок?

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и для реакций в водных растворах в полном и сокращенном ионном виде; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» объяснить наблюдаемые эффекты (наблюдения не дублировать!!!).

Лабораторная работа № 13 **РАСТВОРИМОСТЬ ЭЛЕКТРОЛИТА В ПРИСУТСТВИИ** **ОДНОИМЕННЫХ ИОНОВ** **РАСТВОРИМОСТЬ МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

Вопросы для повторения

1. Что называется произведением растворимости?
2. Запишите выражения произведения растворимости для следующих веществ: Ag_2SeO_4 , PbI_2 , BaSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
3. Произведения растворимости NiCO_3 и $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$ одинаковы и равны $1,4 \cdot 10^{-7}$. Какая соль более растворима?
4. Как классифицируются растворы, в которых произведение растворимости электролита: 1) не достигнуто, б) достигнуто, в) превышено?
5. В каком случае раствор соли не насыщен: 1) $[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-] > \text{ПР} (\text{AB})$; 2) $[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-] = \text{ПР} (\text{AB})$; 3) $[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-] < \text{ПР} (\text{AB})$? В каком случае будет выпадать осадок соли?
6. Как влияет наличие в растворе одноименного иона на растворимость малорастворимого иона. Объяснение обоснуйте на основе принципа Ле Шателье.

Опыт 1. Растворимость электролита в присутствии одноименных ионов

В разных вариантах опыта используются заранее приготовленные насыщенные растворы солей и концентрированные растворы кислот. В две пробирки налейте по 1 мл насыщенного раствора вещества А. В первую пробирку добавьте такой же объем раствора вещества Б, во вторую – вещества В. Наблюдайте образование осадков.

Таблица 9 – Получение осадков

Вариант	А	Б	В
1	NaCl	HCl	NaNO ₃
2	K ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄	KCl
3	(NH ₄) ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄	NH ₄ Cl
4	MgCl ₂	HCl ₂	Mg(NO ₃) ₂
5	Na ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄	NaCl

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и для реакций в водных растворах в полном и сокращенном ионном виде; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» объяснить наблюдаемые эффекты (наблюдения не дублировать!!!) Объяснить влияние концентрации одноименных ионов на растворимость вещества А. Приведите значения растворимости (г/100 г воды), использованных в опыте солей (вещество А).

Опыт 2. Растворимость малорастворимых электролитов

Налейте отдельно в три пробирки по 1 мл 1 моль/л растворов веществ А, Б и В заданного варианта. В каждую пробирку по каплям при перемешивании прилить по каплям с помощью пипетки 0,1 моль/л раствор вещества Г до появления осадка. Капли сосчитайте и отметьте, в каком случае осадок образуется раньше. На основании опыта качественно (больше или меньше) сравните растворимости образовавшихся соединений.

Таблица 10 – Получение осадков

Вариант	А	Б	В	Г
1	NaCl	Na ₂ SO ₄	K ₂ CrO ₄	Pb(NO ₃) ₂
2	NaH ₂ PO ₄	Na ₂ HPO ₄	Na ₃ PO ₄	CaCl ₂
3	Mn(NO ₃) ₂	Fe ₂ (SO ₄) ₃	CoCl ₂	NaOH
4	SrCl ₂	CaCl ₂	BaCl ₂	Na ₂ SO ₄
5	NiSO ₄	CuSO ₄	ZnSO ₄	NaOH
6	MgCl ₂	CaCl ₂	SrCl ₂	Na ₂ CO ₃
7	ZnSO ₄	CdSO ₄	Hg(NO ₃) ₂	Na ₂ S
8	MnSO ₄	CoSO ₄	NiSO ₄	Na ₂ S
9	CaCl ₂	SrCl ₂	BaCl ₂	NaF

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в молекулярном и для реакций в водных растворах в полном и сокращенном ионном виде; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» объяснить наблюдаемые эффекты (наблюдения не дублировать!!!) По значениям произведений растворимости (см. Приложение) расположите полученные соединения в порядке уменьшения растворимости и сравните с результатами опыта.

Лабораторная работа № 14 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Вопросы для повторения

- Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры.
- Как классифицируются окислительно-восстановительные реакции. Приведите примеры.
- Дайте определения следующим понятиям: процесс окисления, процесс восстановления, окислитель, восстановитель.
- Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от положения соответствующих элементов в ПСЭ

- Д. И. Менделеева? Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей – простых веществ.
5. Как составляются уравнения окислительно-восстановительных процессов с помощью метода электронного баланса? В каких случаях предпочтительно использовать этот метод?
 6. Что лежит в основе ионно-электронного метода (метода полуреакций) составления уравнений? В каких случаях целесообразно пользоваться только этим методом?
 7. Как определяются молярные массы эквивалента в окислительно-восстановительных реакциях?

Опыт 1. Окислительные свойства галогенов

а) В пробирку налить 1 мл раствора сульфата никеля (II) (NiSO_4), к нему добавить раствор гидроксида натрия (NaOH) до выпадения осадка. Затем в это осадок прилить бромную воду. Что произошло?

б) В пробирку налить 1 мл раствора хлорида хрома (III) (CrCl_3), к нему добавить раствор гидроксида натрия (NaOH) до выпадения осадка. После этого добавить еще гидроксид натрия до полного растворения осадка. В образовавшийся зеленый раствор прилить бромную воду. Что произошло?

в) В пробирку налить 1 мл раствора хлорида олова (II) (SnCl_2), к нему добавить раствор гидроксида натрия (NaOH) до выпадения осадка. После этого добавить еще гидроксид натрия до полного растворения осадка. В образовавшийся раствор прилить иодную воду. Что произошло?

г) К иодной воде добавить хлорную воду. Что наблюдаете?

д) К раствору иодида калия добавить хлорную воду. Затем добавить несколько капель бензола (или хлороформа), пробирку хорошо встряхнуть.

Опыт 2. Восстановительные свойства металлов

а) В пробирку поместить кусочек цинка и прилить к нему раствор соляной или серной кислоты.

б) Железный гвоздь зачистить наждачной бумагой, поместить в пробирку и залить раствором медного купороса (CuSO_4).

в) В пробирку налить 1 мл раствора перманганата калия (KMnO_4), добавить 2 – 3 капли раствора серной кислоты и поместить 1 – 2 гранулы цинка. Какие наблюдения можно записать?

г) К кусочку цинка добавить разбавленную азотную кислоту.

д) В пробирку поместить кусочек алюминия (лучше стружку), добавить осторожно концентрированный раствор гидроксида натрия. Доказать природу образующегося газа (Для этого дать накопиться газу закрыв его пробкой. Затем Поднести горящую лучинку к отверстию пробирки)

е) (*групповой опыт*) магниевую стружку зажать в тигельных щипцах и внести в пламя спиртовки. Нагреть до начала реакции.

В *отчете* указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в виде. Составить схемы полуреакций. Для каждой выполненной реакции указать окислитель и восстановитель; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ»

визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» объяснить наблюдаемые эффекты (наблюдения не дублировать!!!) По значениям стандартных электродных потенциалов полуреакций рассчитать величину ЭДС реакции. По значению ЭДС определите, какая реакция наиболее полно протекает в стандартных условиях.

Лабораторная работа № 15 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ ДВОЙСТВЕННОСТЬ СОЕДИНЕНИЙ

Вопросы для повторения

1. Покажите на примерах, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений элемента в зависимости от его степени окисления.
2. По каким признакам можно отнести то или иное вещество только к окислителям, только к восстановителям или к веществам, проявляющим двойственность свойств. Приведите примеры.
3. Как определить в конкретной реакции, какое вещество будет окислителем, а какое восстановителем? Приведите примеры
4. Влияет ли среда на окислительно-восстановительные свойства участников реакции? Ответ подтвердите примерами.

Опыт 1. Окислительно-восстановительная двойственность соединений олова (II)

а) К 1 мл раствора хлорида олова (II) (SnCl_2) прилить раствор гидроксида натрия до образования осадка. Затем к этому осадку добавить избыток щелочи до полного его растворения. К полученному прозрачному раствору прилить раствор нитрата висмута (III). Какие изменения произошли с раствором?

б) В 1 мл раствора хлорида олова (II) (SnCl_2) прилить опустить гранулу цинка. Что происходит?

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитрита

Раствор нитрита натрия используется только свежеприготовленный (!).

а) В пробирку налить 1 мл раствора перманганата калия (KMnO_4), добавить 2–3 капли раствора серной кислоты и прилить раствор нитрита натрия. Что происходит с раствором?

б) В пробирку налить 1 мл раствора иодида калия (KI), добавить 2–3 капли раствора серной кислоты и прилить раствор нитрита натрия. Что происходит с раствором?

Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность сульфит-иона

Раствор нитрита натрия используется только свежеприготовленный (!).

а) В три пробирки налить по 1 мл раствора перманганата калия (KMnO_4). В первую добавить 2 – 3 капли раствора серной кислоты, во вторую – ничего не добавлять, а в третью – прилить 3 – 4 мл раствора гидроксида натрия. Во все три пробирки после этого добавить свежеприготовленный раствор сульфита натрия (Na_2SO_3). Зафиксируйте изменения в пробирке.

б) В пробирку налить 1 мл свежеприготовленного раствора сульфита натрия (Na_2SO_3) и затем добавить сероводородную воду. Что изменилось?

Опыт 4. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода

а) В пробирку налить 1 мл раствора перманганата калия (KMnO_4), добавить 2 – 3 капли раствора серной кислоты и прилить концентрированный раствор пероксида водорода. (Осторожно! Возможно бурное вспенивание раствора). Опишите наблюдения

б) В пробирку налить 1 мл раствора иодида калия (KI) и осторожно (!) добавить пероксид водорода. Опишите наблюдения

В отчете указать: 1) в графе «УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ» уравнения в виде. Составить схемы полуреакций. Для каждой выполненной реакции указать окислитель и восстановитель; 2) в графе «НАБЛЮДЕНИЯ» визуальные эффекты каждой реакции (примеры: «выпал (указать цвет) осадок»; «осадок растворился с образованием (указать цвет) раствора»; «видимых изменений нет»; «выделился газ»; 3) в графе «ВЫВОДЫ» объяснить наблюдаемые эффекты (наблюдения не дублировать!!!) Какую роль – окислителя или восстановителя в каждой реакции играет частица исследуемого вещества? На основе значений стандартных потенциалов объясните сделанный вывод.

Лабораторная работа № 16 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА С РАЗНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ПОТЕНЦИАЛОПРЕДЕЛЯЮЩИХ ИОНОВ

Вопросы для повторения

1. Дайте определение электрохимической системе.
2. Запишите электрохимические уравнения процессов, происходящих при работе гальванического элемента Даниэля-Якоби.
3. Что является количественной характеристикой окислительно-восстановительной способности электрохимической системы?
4. Какие электродные потенциалы называются стандартными? Как определяется их величина?

5. Приведите примеры электрохимических систем, состоящих из:
 - а) металла и раствора соли этого металла;
 - б) ионов металла в различной степени окисления;
 - в) молекулярных ионов и сложных веществ, играющих роль окислителя и восстановителя.
6. В чем сущность электрохимического ряда напряжений металлов?
7. Как по положению металла в электрохимическом ряду напряжений определить направление окислительно-восстановительной реакции металла с водой, с водными растворами кислот, с растворами солей других металлов?
8. Как с помощью ЭДС гальванического элемента определить изменение свободной энергии Гиббса и константу равновесия окислительно-восстановительного процесса, протекающего в этом элементе?
9. В каких случаях при определении направления самопроизвольного протекания реакции необходимо учитывать не только стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, но и концентрации реагентов?
10. Охарактеризуйте основные области применения химических источников электрической энергии.

Для заданного преподавателем металлического электрода проведите измерение ЭДС в гальваническом элементе; в качестве второго полуэлемента используйте электрод сравнения (насыщенный хлорсеребряный). По экспериментальным данным рассчитайте потенциал исследуемого электрода.

Таблица 11 – Электродные процессы

Металл	Окислительно-восстановительная полуреакция
Zn	$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$
Cd	$Cd^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd$
Sn	$Sn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn$
Cu	$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$
Pb	$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb$
Fe	$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe$

Зачистите электрод наждачной бумагой, ополосните его дистиллированной водой и промокните фильтровальной бумагой. В стеклянный стаканчик налейте приблизительно 20 мл раствора соли (1 М) и погрузите в него заданный металлический электрод. Соедините полученный таким образом полуэлемент и хлорсеребряный, погруженный в насыщенный

раствор хлорида калия, соевым мостиком. Определите ЭДС (ΔE) собранной электрохимической цепи. Затем проведите аналогичные измерения с 0,1 М и 0,01 М растворами, приготовленными из исходного методом разбавления. Перед каждым измерением стаканчик и электрод ополаскивайте дистиллированной водой и используемым раствором электролита.

В отчете:

- по измеренным значениям ЭДС рассчитайте потенциалы электрода ($E_{оп.}$) при изученных концентрациях раствора;
- по уравнению Нернста рассчитайте потенциал электрода ($E_{теор.}$) при тех же концентрациях соли;
- заполните таблицу (таблица 12);

Таблица 12 – Результаты измерений

$[M^{z+}]$, моль/л	ΔE , В	$E_{оп.}$, В	$E_{теор.}$, В
1			
0,1			
0,01			

- сделайте вывод об изменении потенциала электрода при уменьшении концентрации потенциалопределяющих ионов $[M^{z+}]$.

Лабораторная работа № 17 ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Вопросы для повторения

1. Покажите, что коррозия металлов – типичный окислительно-восстановительный процесс.
2. Каким ионно-электронным уравнением можно в общем виде выразить процесс коррозии металла?
3. Перечислите основные факторы, определяющие склонность металла к коррозии.
4. В каких условиях металлы подвергаются химической коррозии? Приведите примеры.
5. Почему разрушение металла, происходящее в природных условиях – на воздухе, во влажном грунте и воде, называют электрохимической коррозией? Назовите основные составляющие образующихся электрохимических систем.
6. Какое влияние на коррозию металла может оказать его контакт с другим металлом?

7. Перечислите способы защиты металлов от коррозии. На каких принципах они базируются?

Опыт 1. Катодная защита

В два стакана объемом 50 – 100 мл налейте по 30 – 50 мл 3 %-ого раствора хлорида натрия, подкисленного соляной кислотой до $pH = 5,0 - 5,5$ и добавьте в каждый по 5 – 7 капель раствора гексацианоферрата (III) калия – индикатора ионов Fe^{2+} .

В один из стаканов поместите очищенную от загрязнений стальную пластинку, в другую – стальную пластинку и графитовый стержень. При этом во втором стакане стальную пластинку подключите к отрицательной клемме, а графитовый стержень – к положительной клемме источника постоянного тока напряжением 1,0 – 1,5 В. Наблюдайте за явлениями, происходящими в стаканах. По времени появления синего окрашивания на поверхности стальных пластин убедитесь, что катодно защищаемый образец подвергается в гораздо меньшей степени, чем незащищенный.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления, происходящие на стальных пластинках в обоих стаканах;
- напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при катодной защите;
- составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии стали в подкисленном растворе $NaCl$, приняв, что коррозия протекает как с водородной, так и кислородной деполяризацией.

Опыт 2. Протекторная защита

В две пробирки налейте по 5 – 7 мл 1 М раствора HCl и в каждую добавьте по 4 – 5 капель раствора гексацианоферрата (III) калия.

Опустите одновременно: в одну пробирку – очищенную от загрязнений стальную пластинку, в другую – стальную пластинку плотно соединенную с цинковой пластиной. Наблюдайте за явлениями, происходящими на испытуемых образцах в обеих пробирках. Отметьте появление синего окрашивания на поверхности пластинок.

В отчете:

- напишите ионно-электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии стали в растворе соляной кислоты;
- приведите уравнение реакции образования продукта коррозии железа с индикатором – гексацианоферрата (III) железа (II);
- напишите уравнения реакций, протекающих на стали и ее протекторе – цинке;
- объясните роль протектора – цинка в защите стали от коррозии.

Опыт 3. Оксидирование стали

В термостойкий стеклянный стакан объемом 100 мл налейте 30 – 50 мл предварительно подогретого до 50 – 60 °С раствора для оксидирования состава,

г/л: NaOH – 600 – 700; NaNO₃ – 50 – 100; NaNO₂ – 200 – 250. Раствор нагрейте до температуры 135 – 145 °С.

Стальную пластинку очистите наждачной бумагой до блеска, промойте водой и погрузите в стакан для оксидирования.

Выдержите пластинку в растворе при указанной температуре в течение 15 – 20 мин. Затем пластинку извлеките и высушите фильтровальной бумагой.

В отчете:

- опишите внешний вид оксидной пленки;
- напишите уравнения реакции образования оксидной пленки, учитывая, что железо окисляется до смешанного оксида Fe₃O₄.

Опыт 4. Анодирование алюминия

В процессе электрохимического оксидирования алюминия – анодирования – на его поверхности образуется коррозионностойкая пленка состава Al₂O₃. Она неоднородна по толщине и состоит из внутреннего плотного, так называемого барьерного, слоя толщиной до 0,3 мкм и внешнего пористого слоя, толщина которого больше толщины барьерного слоя. При заполнении пор антикоррозионные свойства пленки возрастают. Анодирование проводят в растворе серной кислоты. Алюминий является анодом, а катодом – свинец.

Поверхность алюминиевой пластинки зачистите наждачной бумагой до блеска, промойте водой и погрузите в электролизер, в который налит 20 %-ый раствор серной кислоты. Электролизер подсоедините к регулируемому источнику постоянного тока и установите напряжение 10 – 12 В на электродах электролизера. Обратите внимание на выделение газов на электродах в процессе анодирования. Запишите наблюдаемые явления. Через 15 – 20 мин. отключите источник электрического тока, извлеките алюминиевый образец и промойте его водой. Опишите внешний вид анодированного алюминия. Уплотните пленку, выдержав анодированный образец последовательно в растворах 1 и 2 (см. таблица) при 70 – 80 °С в течение 10 мин. После обработки в растворе № 1 образец промойте горячей водой и только после этого переносите в раствор № 2. В таблице приведены возможные варианты растворов и их концентрации.

Таблица 13 – Результаты измерений

Вариант	Раствор № 1		Раствор № 2		Цвет пленки
	Вещество	С, г/л	Вещество	С, г/л	
1	$K_4[Fe(CN)_6]$	40	$FeCl_3$	50	голубой
2	$K_3[Fe(CN)_6]$	40	$FeSO_4$	30	синий
3	$K_4[Fe(CN)_6]$	60	$CuSO_4$	60	коричневый
4	$K_2Cr_2O_7$	70	$Pb(CH_3COO)_2$	150	желтый
5	K_2CrO_4	10	$AgNO_3$	50	оранжевый
6	$Co(CH_3COO)_2$	70	$KMnO_4$	30	черный

В отчете:

- опишите явления, происходящие на электродах при анодировании алюминия, а также внешний вид и цвет пленки до и после уплотнения;
- напишите уравнения процессов, протекающих на электродах при анодировании алюминия;
- составьте уравнения реакций образования, окрашивающих пленку соединений при ее уплотнении.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 14 – Давление насыщенного водяного пара

t, °С	p, мм рт. ст.	p, кПа	t, °С	p, мм рт. ст.	p, кПа
10	9,21	1,277	26	25,21	3,360
11	9,84	-	27	26,74	-
12	10,52	1,401	28	28,35	3,778
13	11,23	-	29	30,04	-
14	11,99	1,597	30	31,82	4,241
15	12,79	-	31	33,70	-
16	13,63	1,817	32	35,66	4,753
17	14,53	-	33	37,73	-
18	15,48	2,062	34	39,90	5,318
19	16,48	-	35	42,81	-
20	17,54	2,337	36	44,56	5,940
21	18,65	-	37	47,07	-
22	19,83	2,642	38	49,69	6,623
23	21,07	-	39	52,44	-
24	22,38	2,982	40	55,32	7,374
25	22,76	3,166	50	92,51	12,334

Таблица 15 – Плотность растворов серной кислоты (H₂SO₄)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	1,0051	26	1,1862	51	1,4049	76	1,6810
2	1,0118	27	1,1942	52	1,4148	77	1,6927
3	1,0184	28	1,2023	53	1,4248	78	1,7043
4	1,0250	29	1,2104	54	1,4350	79	1,7158
5	1,0317	30	1,2185	55	1,4453	80	1,7272
6	1,0385	31	1,2267	56	1,4557	81	1,7383
7	1,0453	32	1,2349	57	1,4662	82	1,7491
8	1,0522	33	1,2432	58	1,4768	83	1,7594
9	1,0591	34	1,2515	59	1,4875	84	1,7693
10	1,0661	35	1,2599	60	1,4983	85	1,7786
11	1,0731	36	1,2684	61	1,5091	86	1,7872
12	1,0802	37	1,2769	62	1,5200	87	1,7951
13	1,0874	38	1,2855	63	1,5310	88	1,8022
14	1,0947	39	1,2941	64	1,5421	89	1,8087
15	1,1020	40	1,3028	65	1,5533	90	1,8144
16	1,1094	41	1,3116	66	1,5646	91	1,8195
17	1,1168	42	1,3205	67	1,5760	92	1,8240
18	1,1243	43	1,3294	68	1,5874	93	1,8279
19	1,1318	44	1,3384	69	1,5989	94	1,8312
20	1,1394	45	1,3476	70	1,6105	95	1,8337
21	1,1471	46	1,3569	71	1,6221	96	1,8355
22	1,1548	47	1,3663	72	1,6338	97	1,8364
23	1,1626	48	1,3758	73	1,6456	98	1,8361
24	1,1704	49	1,3854	74	1,6574	99	1,8342
25	1,1783	50	1,3951	75	1,6692	100	1,8305

Таблица 16 – Плотность растворов азотной кислоты (HNO₃)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	1,0036	26	1,1534	51	1,316	76	1,4375
2	1,0091	27	1,1600	52	1,3219	77	1,4413
3	1,0146	28	1,1666	53	1,3278	78	1,4450
4	1,0201	29	1,1733	54	1,3336	79	1,4486
5	1,0256	30	1,1800	55	1,3393	80	1,4521
6	1,0312	31	1,1867	56	1,3449	81	1,4555
7	1,0369	32	1,1934	57	1,3505	82	1,4589
8	1,0427	33	1,2002	58	1,3560	83	1,4622
9	1,0480	34	1,2071	59	1,3614	84	1,4655
10	1,0543	35	1,2140	60	1,3667	85	1,4686
11	1,0602	36	1,2205	61	1,3719	86	1,4716
12	1,0661	37	1,2270	62	1,3769	87	1,4745
13	1,0721	38	1,2335	63	1,3818	88	1,4773
14	1,0781	39	1,2399	64	1,3866	89	1,4800
15	1,0842	40	1,2463	65	1,3913	90	1,4826
16	1,0903	41	1,2527	66	1,3959	91	1,4850
17	1,0964	42	1,2591	67	1,4004	92	1,4873
18	1,1026	43	1,2655	68	1,4048	93	1,4892
19	1,1088	44	1,2719	69	1,4091	94	1,4912
20	1,1150	45	1,2783	70	1,4134	95	1,4932
21	1,1213	46	1,2847	71	1,4176	96	1,4952
22	1,1276	47	1,2911	72	1,4218	97	1,4974
23	1,1340	48	1,2975	73	1,4258	98	1,5008
24	1,1404	49	1,3040	74	1,4298	99	1,5056
25	1,1469	50	1,3100	75	1,4337	100	1,5129

Таблица 17 – Плотность растворов ортофосфорной кислоты (H₃PO₄)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	1,0038	9	1,0476	17	1,0946	25	1,1462
2	1,0092	10	1,0532	18	1,1008	26	1,1529
3	1,0146	11	1,0590	19	1,1071	27	1,1597
4	1,0200	12	1,0647	20	1,1134	28	1,1665
5	1,0255	13	1,0705	21	1,1199	29	1,1735
6	1,0309	14	1,0764	22	1,1263	30	1,1805
7	1,0365	15	1,0824	23	1,1329	35	1,216
8	1,0420	16	1,0884	24	1,1395	40	1,254

Таблица 18 – Плотность растворов соляной кислоты (HCl)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	1,0032	10	1,0474	19	1,0929	28	1,1392
2	1,0082	11	1,0524	20	1,0980	29	1,1443
3	1,0132	12	1,0574	21	1,1032	30	1,1493
4	1,0181	13	1,0625	22	1,1083	31	1,1543
5	1,0230	14	1,0675	23	1,1135	32	1,1593
6	1,0279	15	1,0726	24	1,1187	33	1,1642
7	1,0328	16	1,0776	25	1,1239	34	1,1691
8	1,0376	17	1,0827	26	1,1290	35	1,1740
9	1,0425	18	1,0878	27	1,1341	36	1,1789

Таблица 19 – Плотность растворов гидроксида натрия (NaOH)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	1,0095	13	1,1420	25	1,2739	37	1,4001
2	1,0207	14	1,1530	26	1,2848	38	1,4101
3	1,0318	15	1,1641	27	1,2956	39	1,4201
4	1,0428	16	1,1751	28	1,3064	40	1,4300
5	1,0538	17	1,1862	29	1,3172	41	1,4397
6	1,0648	18	1,1972	30	1,3279	42	1,4494
7	1,0758	19	1,2082	31	1,3385	43	1,4590
8	1,0869	20	1,2191	32	1,3490	44	1,4685
9	1,0979	21	1,2301	33	1,3593	45	1,4779
10	1,1089	22	1,2411	34	1,3696	46	1,4873
11	1,1199	23	1,2520	35	1,3798	47	1,4969
12	1,1309	24	1,2629	36	1,3900	48	1,5065

Таблица 20 – Плотность растворов гидроксида калия (KOH)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	1,0074	13	1,1187	25	1,2364	37	1,3629
2	1,0165	14	1,1283	26	1,2466	38	1,3738
3	1,0257	15	1,1379	27	1,2567	39	1,3848
4	1,0348	16	1,1475	28	1,2669	40	1,3959
5	1,0440	17	1,1572	29	1,2774	41	1,4071
6	1,0531	18	1,1669	30	1,2879	42	1,4183
7	1,0624	19	1,1766	31	1,2985	43	1,4296
8	1,0717	20	1,1864	32	1,3091	44	1,4409
9	1,0811	21	1,1963	33	1,3197	45	1,4524
10	1,0904	22	1,2062	34	1,3304	46	1,4639
11	1,0998	23	1,2162	35	1,3412	47	1,4755
12	1,1092	24	1,2263	36	1,352	48	1,4871

Таблица 21 – Плотность растворов аммиака (NH₃)

%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³	%	Плотность, г/см ³
1	0,9939	7	0,9690	13	0,9465	19	0,9262
2	0,9895	8	0,9651	14	0,9430	20	0,9229
3	0,9853	9	0,9613	15	0,9396	21	0,9196
4	0,9811	10	0,9575	16	0,9362	22	0,9164
5	0,9770	11	0,9538	17	0,9328	23	0,9132
6	0,9730	12	0,9501	18	0,9295	24	0,9101

Таблица 22 – Термодинамические свойства неорганических веществ

Вещество	$\Delta H_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль	S_{298}° , Дж/(моль·К)	$\Delta G_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль	Вещество	$\Delta H_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль	S_{298}° , Дж/(моль·К)	$\Delta G_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль
(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
Ag(к)	0	42,55	0	AlBr _{3(к)}	-513,38	180,25	-490,6
Ag ₃ AsO _{4(к)}	-634	276	-545	Al ₄ C _{3(к)}	-208	89	-196
AgBr _(к)	-100,42	107,11	-97,02	AlCl _{3(к)}	-704,17	109,29	-628,58
AgBrO _{3(к)}	-8	152	74	AlF _{3(к)}	-1510,42	66,48	-1431,15
AgCN _(к)	146	107	157	Al ₂ O _{3(к)}	-1675,69	50,92	-1582,27
AgCl _(к)	-126,78	96,23	-109,54	Al ₂ (SO ₄) _{3(к)}	-3441,8	239,2	-3100,87
AgClO _{3(к)}	-22	150	71	AlH _{3(к)}	-12	30	46

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
$\text{AgClO}_{4(\kappa)}$	-32	162	88	$\text{AlI}_{3(\kappa)}$	-308	190	-304
$\text{Ag}_2\text{CrO}_{4(\kappa)}$	-725	218	-635	$\text{AlN}_{(\kappa)}$	-318	20	-287
$\text{AgI}_{(\kappa)}$	-61,92	115,48	-66,35	$\text{Al}_2\text{O}_{3(\kappa)}$	-1675	51	-1582
$\text{AgIO}_{3(\kappa)}$	-169	149	-92	$\text{Al}(\text{OH})_{3(\kappa)}$	-1295	70	-1157
$\text{AgF}_{(\kappa)}$	-206	84	-188	$\text{AlPO}_{4(\kappa)}$	-1734	91	-1618
$\text{AgN}_{3(\kappa)}$	309	99	378	$\text{Al}_2\text{S}_{3(\kappa)}$	-509	96	-492
$\text{AgNO}_{2(\kappa)}$	-45	128	19	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\kappa)}$	-3441	239	-3100
$\text{AgNO}_{3(\kappa)}$	-124,52	140,92	-33,6	$\text{As}_{(\kappa)}$	0	35,61	0
$\text{Ag}_2\text{O}_{(\kappa)}$	-30,54	121,75	-10,9	$\text{AsBr}_{3(\kappa)}$	-193	159	-162
$\text{Ag}_3\text{PO}_{4(\kappa)}$	-990	258	-894	$\text{AsCl}_{3(\text{ж})}$	-305,01	216,31	-259,16
$\text{Ag}_2\text{S}_{(\kappa)}$	-31,8	143,51	-39,7	$\text{AsF}_{3(\text{ж})}$	-957	181	-910
$\text{Ag}_2\text{SO}_{4(\kappa)}$	-715,88	200	-618,36	$\text{AsF}_{5(\text{r})}$	-1238	353	-1181
$\text{Al}_{(\kappa)}$	0	28,33	0	$\text{AsH}_{3(\text{r})}$	66	223	69
$\text{AsI}_{3(\kappa)}$	-80	164	-66	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\kappa)}$	-992,07	213,8	-797,23
$\text{As}_2\text{O}_{3(\kappa)}$	-666	117	-588	$\text{BaO}_{(\kappa)}$	-553,54	70,29	-525,84
$\text{As}_2\text{O}_{5(\kappa)}$	-921,32	105,44	-478,69	$\text{BaO}_{2(\kappa)}$	-644	78	-588
$\text{As}_2\text{S}_{3(\kappa)}$	-96	164	-95	$\text{Ba}(\text{OH})_{2(\kappa)}$	-943,49	100,83	-855,42
$\text{Au}_{(\kappa)}$	0	47,4	0	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_{2(\kappa)}$	-3960	356	-3743

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
AuBr _(к)	-14	98	-6	BaS _(г)	64	249	18
AuBr _{3(к)}	-54	155	-18	BaS _(к)	-442	78	-437
AuCl _(к)	-35	108	-20	BaSO _{3(к)}	-1030	121	-947
AuCl _{3(к)}	-118	152	-49	BaSO _{4(к)}	-1458,8 8	132,21	-1348,43
AuF _{3(к)}	-368	113	-297	BaSe _(к)	-364	91	-360
AuI _(к)	1	111	-1	BaTe _(к)	-314	57	-298
Au ₂ O _{3(к)}	-3	134	77	Be _(к)	0	9,54	0
B _(к)	0	5,86	0	BeBr _{2(к)}	-368	121	-356
BBr _{3(ж)}	-239	230	-238	BeCl _{2(к)}	-491	83	-446
BCl _{3(ж)}	-427	206	-387	BeF _{2(к)}	-1035	53	-987
BF _{3(г)}	-1136,58	254,01	-1119,93	BeI _{2(к)}	-212	130	-213
BH _{3(г)}	92	188	96	Be ₃ N _{2(к)}	-589	50	-538
BI _{3(к)}	-37	200	-43	BeO _(к)	-598,73	14,14	-569,54
BN _(к)	-254	15	-228	Be(OH) _{2(к)}	-905	53	-818
B ₂ O _{3(к)}	-1270,43	53,84	-1191,29	BeS _(к)	-235	34	-233
B(OH) _{3(г)}	-1013	303	-951	BeSO _{4(к)}	-1200,8	77,97	-1089,45
B(OH) _{3(к)}	-1094	89	-969	BeSeO _{4(к)}	-947	-	-
BP _(к)	-101	27	-95	Bi _(к)	0	56,9	0

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
$B_2S_{3(к)}$	-239	106	-238	$BiBr_{3(к)}$	-259	-	-
$Ba_{(к)}$	0	60,67	0	$BiCl_{3(к)}$	-378	172	-313
$BaBr_{2(к)}$	-751	149	-732	$BiClO_{(к)}$	-369	103	-319
$BaCO_{3(к)}$	-1210,85	112,13	-1132,77	$BiF_{3(к)}$	-904	-	-
$BaCl_{2(к)}$	-859,39	123,64	-811,71	$BiI_{3(к)}$	-174	234	-175
$Ba(ClO_3)_2_{(к)}$	-755	234	-557	$Bi_2O_{3(к)}$	-570,7	151,46	-490,23
$Ba(ClO_4)_2_{(к)}$	-789	255	-536	$Bi(OH)_{3(к)}$	-715	118	-583
$BaCrO_{4(к)}$	-1426	156	-1325	$Bi_2S_{3(к)}$	-156	200	-153
$BaH_2_{(к)}$	-190	63	-152	$Bi_2(SO_4)_{3(к)}$	-2554	-	-
$BaI_{2(к)}$	-610	167	-607	$Bi_2Se_{3(к)}$	-140	217	-133
$Bi_2Te_{3(к)}$	-79	251	-75	$Ca(H_2PO_4)_2$	-3114,57	189,54	-2811,81
$Br_{2(ж)}$	0	152,21	0	$CaI_{2(к)}$	-538	145	-534
$C_{(к)}$ алмаз	1,83	2,37	2,83	$Ca(IO_3)_2_{(к)}$	-1008	230	-846
$C_{(к)}$ графит	0	5,74	0	$CaMoO_{4(к)}$	-1546	123	-1439
$CBr_4_{(г)}$	83	358	69	$Ca_3N_{2(к)}$	-432	105	-369
$CCl_4_{(ж)}$	-135	216	-65	$Ca(NO_3)_2_{(к)}$	-938,76	193,3	-743,49
$CCl_2O_{(г)}$	-221	284	-207	$CaO_{(к)}$	-635,09	38,07	-603,46
$CCl_2O_{(ж)}$	-244	197	-204	$Ca(OH)_{2(к)}$	-985,12	83,39	-897,52
$CF_4_{(г)}$	-933	262	-888	$Ca_3P_2_{(к)}$	-494	-	-

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
Cl _{4(г)}	307	392	261	Ca ₂ P ₂ O _{7(к)}	-3333	189	-3126
C ₂ N _{2(г)}	309	244	297	Ca ₃ (PO ₄) ₂	-4120,8	235,98	-3884,9
CO _(г)	-110,53	197,55	-137,15	CaS _(к)	-476,98	56,61	-471,93
CO _{2(г)}	-393,51	213,66	-394,37	CaSO _{4(к)}	-1436,28	106,69	-1323,9
COCl _{2(г)}	-219,5	283,64	-205,31	CaSiO _{3(к)}	-1635	82	-1550
COF _{2(г)}	-635	258	-619	CaWO _{4(к)}	-1641	126	-1534
COS _(г)	-141,7	231,53	-168,94	Cd _(к)	0	51,76	0
CS _(г)	230	210	179	Cd ₃ As _{2(к)}	-42	207	-36
CS _{2(ж)}	88,7	151,04	64,41	CdBr _{2(к)}	-316	139	-297
C ₂ N _{2(г)}	309	244	297	Ca ₃ (PO ₄) ₂	-4120,82	235,98	-3884,9
CO _(г)	-110,53	197,55	-137,15	CaS _(к)	-476,98	56,61	-471,93
CO _{2(г)}	-393,51	213,66	-394,37	CaSO _{4(к)}	-1436,28	106,69	-1323,9
COCl _{2(г)}	-219,5	283,64	-205,31	CaSiO _{3(к)}	-1635	82	-1550
COF _{2(г)}	-635	258	-619	CaWO _{4(к)}	-1641	126	-1534
COS _(г)	-141,7	231,53	-168,94	Cd _(к)	0	51,76	0
CS _(г)	230	210	179	Cd ₃ As _{2(к)}	-42	207	-36
CS _{2(ж)}	88,7	151,04	64,41	CdBr _{2(к)}	-316	139	-297
CS _{2(г)}	116,7	237,77	66,55	CdCO _{3(к)}	-754	97	-674
Ca _(к)	0	41,63	0	CdCl _{2(к)}	-390,79	115,27	-343,24

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
$\text{CaBr}_{2(\text{к})}$	-674	134	-656	$\text{CdF}_{2(\text{к})}$	-700	89	-651
$\text{CaC}_{2(\text{к})}$	-59,83	69,96	-64,85	$\text{CdI}_{2(\text{к})}$	-206	161	-204
$\text{CaCO}_{3(\text{к})}$	-1206,83	91,71	-1128,35	$\text{CdO}_{(\text{к})}$	-258,99	54,81	-229,33
$\text{CaC}_2\text{O}_{4(\text{к})}$	-1352	-	-	$\text{Cd}(\text{OH})_{2(\text{к})}$	-563	88	-474
$\text{CaCl}_{2(\text{к})}$	-795,92	108,37	-749,34	$\text{CdS}_{(\text{к})}$	-156,9	71,13	-153,16
$\text{Ca}(\text{ClO}_4)_{2(\text{к})}$	-725	-	-	$\text{CdSO}_{4(\text{к})}$	-934,41	123,05	-823,88
$\text{CaCrO}_{4(\text{к})}$	-1379	134	-1277	$\text{CdSe}_{(\text{к})}$	-136	97	-137
$\text{CaF}_{2(\text{г})}$	-779	274	-788	$\text{CdTe}_{(\text{к})}$	-108	92	-98
$\text{CaF}_{2(\text{к})}$	-1220,89	68,45	-1168,46	$\text{Cl}_{2(\text{г})}$	0	222,98	0
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(\text{к})}$	-2344	155	-2152	$\text{ClO}_{2(\text{г})}$	104,6	257,02	122,34
$\text{Cl}_2\text{O}_{(\text{г})}$	75,73	266,23	93,4	$\text{Co}_{(\text{к})}$	0	30,04	0
$\text{CoSO}_{4(\text{к})}$	-867,76	113,39	-760,83	$\text{HCN}_{(\text{г})}$	132	201,71	121,58
$\text{Cr}_{(\text{к})}$	0	23,64	0	$\text{HCl}_{(\text{г})}$	-92,31	186,79	-95,3
$\text{CrCl}_{3(\text{к})}$	-556,47	123,01	-486,37	$\text{HF}_{(\text{г})}$	-273,3	173,67	-275,41
$\text{CrO}_{3(\text{к})}$	-590,36	73,22	-513,44	$\text{HI}_{(\text{г})}$	26,36	206,48	1,58
$\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-1140,56	81,17	-1058,97	$\text{HNO}_{3(\text{ж})}$	-173	156,16	-79,9
$\text{Cs}_{(\text{к})}$	0	84,35	0	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-285,83	69,95	-237,23
$\text{CsCl}_{(\text{к})}$	-442,83	101,18	-414,61	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	-241,81	188,72	-228,61
$\text{CsI}_{(\text{к})}$	-336,81	125,52	-331,77	$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})}$	-187,86	109,6	-120,52
$\text{CsOH}_{(\text{к})}$	-406,68	77,82	-354,71	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	-20,6	205,7	-33,5

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
$\text{Cu}_{(\text{к})}$	0	33,14	0	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})}$	-813,99	156,9	-690,14
$\text{CuCl}_{(\text{к})}$	-137,24	87,02	-120,06	$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{ж})}$	-1266,9	200,83	-1134
$\text{CuCl}_{2(\text{к})}$	-205,85	108,07	-161,71	$\text{Hg}_{(\text{ж})}$	0	75,9	0
$\text{CuO}_{(\text{к})}$	-162	42,63	-134,2	$\text{HgBr}_{2(\text{к})}$	-169,45	170,31	-152,22
$\text{CuS}_{(\text{к})}$	-53,14	66,53	-53,58	$\text{HgCl}_{2(\text{к})}$	-228,24	140,02	-180,9
$\text{CuSO}_{4(\text{к})}$	-770,9	109,2	-661,79	$\text{HgI}_{2(\text{к})}$	-105,44	184,05	-103,05
$\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{к})}$	-173,18	92,93	-150,56	$\text{HgO}_{(\text{к})}$ красн	-90,88	70,29	-58,66
$\text{Cu}_2\text{S}_{(\text{к})}$	-79,5	120,92	-86,27	$\text{HgS}_{(\text{к})}$ красн	-58,99	82,42	-51,42
$\text{F}_{2(\text{г})}$	0	202,67	0	$\text{Hg}_2\text{Br}_{2(\text{к})}$	-207,07	217,7	-181,35
$\text{Fe}_{(\text{к})}$	0	27,15	0	$\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{к})}$	-265,06	192,76	-210,81
$\text{FeCO}_{3(\text{к})}$	-738,15	95,4	-665,09	$\text{In}_{(\text{к})}$	0	57,82	0
$\text{FeO}_{(\text{к})}$	-264,85	60,75	-244,3	$\text{In}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-925,92	107,95	-831,98
$\text{FeS}_{(\text{к})}$	-100,42	60,29	-100,78	$\text{In}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})}$	-2725,5	302,08	-2385,87
$\text{FeSO}_{4(\text{к})}$	-927,59	107,53	-819,77	$\text{K}_{(\text{к})}$	0	64,18	0
$\text{FeS}_{2(\text{к})}$	-177,4	52,93	-166,05	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_{2(\text{к})}$	-2465	204,5	-2235
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-822,16	87,45	-740,34	$\text{K}[\text{BF}_4]_{(\text{к})}$	-1886	157	-1791
$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})}$	-1117,13	146,19	-1014,17	$\text{KBr}_{(\text{к})}$	-393,8	95,94	-380,6
$\text{H}_{2(\text{г})}$	0	130,52	0	$\text{KCl}_{(\text{к})}$	-436,68	82,55	-408,93
$\text{HBr}_{(\text{г})}$	-36,38	198,58	-53,43	$\text{KClO}_{3(\text{к})}$	-391,2	142,97	-289,8

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
Hg ₂ SO _{4(к)} красн	-744,65	200,71	-627,51	KClO _{4(к)}	-430,12	151,04	-300,58
I _{2(к)}	0	116,14	0	KI _(к)	-327,9	106,4	-323,18
KMnO _{4(к)}	-828,89	171,54	-729,14	NaI _(к)	-287,86	98,32	-284,59
KNO _{3(к)}	-492,46	132,88	-392,75	NaNO _{3(к)}	-466,7	116,5	-365,97
KOH _(к)	-424,72	79,28	-379,22	NaOH _(к)	-426,35	64,43	-380,29
K ₂ CO _{3(к)}	-1150,18	155,52	-1064,87	Na ₂ B ₄ O _{7(к)}	-3276,7	189,5	-3081,8
K ₂ CrO _{4(к)}	-1385,74	200	-1277,84	Na ₂ CO _{3(к)}	-1130,8	138,8	-1048,2
K ₂ Cr ₂ O _{7(к)}	-2067,27	291,21	-1887,85	NaH ₂ PO _{4(к)}	-1544,9	127,57	-1394,24
K ₂ SO _{4(к)}	-1433,69	175,56	-1316,04	Na ₂ HPO _{4(к)}	-1754,8	150,6	-1615,25
Li _(к)	0	28,24	0	Na ₂ O _(к)	-417,98	75,06	-379,26
Li[BH ₄] _(к)	-191	76	-125	Na ₂ O _{2(к)}	-513,21	94,81	-449,81
LiCl _(к)	-408,27	59,3	-384,3	Na ₂ S _(к)	-374,47	79,5	-358,13
LiNO _{3(к)}	-482,33	71,13	-374,92	Na ₂ SO _{3(к)}	-1089,4	146,02	-1001,21
LiOH _(к)	-484,67	42,78	-439	Na ₂ SO _{4(к)}	-1387,2	149,62	-1269,5
Li ₂ CO _{3(к)}	-1216	90,16	-1132,67	Na ₂ S ₂ O _{3(к)}	-1117,1	225	-1043
Li ₂ SO _{4(к)}	-1435,86	114	-1321,28	Na ₂ SiF _{6(к)}	-2849,7	214,64	-2696,29
Mg _(к)	0	32,68	0	Na ₂ SiO _{3(к)}	-1561,4	113,76	-1467,5
MgCO _{3(к)}	-1095,8	65,1	-1012,1	Na ₃ PO _{4(к)}	-1924,6	224,68	-1811,31
MgCl _{2(к)}	-644,8	89,54	-595,3	Ni _(к)	0	29,87	0
MgO _(к)	-601,49	27,07	-569,27	NiCl _{2(к)}	-304,18	98,07	-258,03

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
Mg(OH) _{2(к)}	-924,66	63,18	-833,75	NiO _(к)	-239,74	37,99	-211,6
MgSO _{4(к)}	-1287,4	91,55	-1173,2	NiS _(к)	-79,5	52,97	-76,87
Mn _(к)	0	32,01	0	NiSO _{4(к)}	-873,49	103,85	-763,7
MnCO _{3(к)}	-881,66	109,54	-811,4	O _{2(г)}	0	205,04	0
MnCl _{2(к)}	-481,16	118,24	-440,41	O _{3(г)}	142,26	238,82	162,76
MnO _(к)	-385,1	61,5	-363,34	P _(к) белый	0	41,09	0
MnO _{2(к)}	-521,49	53,14	-466,68	P _(к) красный	-17,45	22,8	-12
MnS _(к)	-214,35	80,75	-219,36	PCl _{5(к)}	-445,89	170,8	-318,36
Mn ₂ O _{3(к)}	-957,72	110,46	-879,91	P ₂ O _{5(к)}	-1507,2	140,3	-1371,7
MnCl _{2(к)}	-481,16	118,24	-440,41	O _{3(г)}	142,26	238,82	162,76
MnO _(к)	-385,1	61,5	-363,34	P _(к) белый	0	41,09	0
MnO _{2(к)}	-521,49	53,14	-466,68	P _(к) красный	-17,45	22,8	-12
MnS _(к)	-214,35	80,75	-219,36	PCl _{5(к)}	-445,89	170,8	-318,36
Mn ₂ O _{3(к)}	-957,72	110,46	-879,91	P ₂ O _{5(к)}	-1507,2	140,3	-1371,7
Mn ₃ O _{4(к)}	-1387,6	154,81	-1282,9	Pb _(к)	0	64,81	0
Mo _(к)	0	28,62	0	PbBr _{2(к)}	-282,42	161,75	-265,94
N _{2(г)}	0	191,5	0	PbCO _{3(к)}	-699,56	130,96	-625,87
NH _{3(ж)}	-69,87	-	-	PbCl _{2(к)}	-359,82	135,98	-314,56
NH _{3(г)}	-45,94	192,66	-16,48	PbI _{2(к)}	-175,23	175,35	-173,56
NH ₄ Al(SO ₄) _{2(к)}	-2353,5	216,31	-2039,8	PbO _(к) желт.	-217,61	68,7	-188,20
NH ₄ Cl _(к)	-314,22	95,81	-203,22	PbO _(к) красный	-219,28	66,11	-189,1

Продолжение табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
$\text{NH}_4\text{NO}_3_{(к)}$	-365,43	151,04	-183,93	$\text{PbO}_{2(к)}$	-276,56	71,92	-217,55
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4_{(к)}$	-1180,3	220,08	-901,53	$\text{Pb}_3\text{O}_4_{(к)}$	-723,41	211,29	-606,17
$\text{NO}_{(г)}$	91,26	210,64	87,58	$\text{PbS}_{(к)}$	-100,42	91,21	-98,77
$\text{NOCl}_{(г)}$	52,59	263,5	66,37	$\text{PbSO}_4_{(к)}$	-920,48	148,57	-813,67
$\text{NO}_2_{(г)}$	34,19	240,06	52,29	$\text{Pt}_{(к)}$	0	41,55	0
$\text{N}_2\text{O}_{(г)}$	82,01	219,83	104,12	$\text{PtCl}_2_{(к)}$	-106,69	219,79	-93,35
$\text{N}_2\text{O}_4_{(г)}$	11,11	304,35	99,68	$\text{PtCl}_4_{(к)}$	-229,28	267,88	-163,8
$\text{N}_2\text{O}_5_{(г)}$	13,3	355,65	117,14	$\text{S}_{(к)} \text{ ромб}$	0	31,92	0
$\text{Na}_{(к)}$	0	51,21	0	$\text{SO}_2_{(г)}$	-296,9	248,07	-300,21
$\text{NaAlO}_2_{(к)}$	-1133	70,29	-1069,2	$\text{SO}_3_{(г)}$	-395,85	256,69	-371,17
$\text{Na}[\text{BF}_4]_{(к)}$	-1845	120	-1743	$\text{Sb}_{(к)}$	0	45,69	0
$\text{NaBr}_{(к)}$	-361,41	86,82	-349,34	$\text{SbCl}_3_{(к)}$	-381,16	183,26	-322,45
$\text{NaAlO}_2_{(к)}$	-1133	70,29	-1069,2	$\text{SO}_3_{(г)}$	-395,85	256,69	-371,17
$\text{Na}[\text{BF}_4]_{(к)}$	-1845	120	-1743	$\text{Sb}_{(к)}$	0	45,69	0
$\text{NaBr}_{(к)}$	-361,41	86,82	-349,34	$\text{SbCl}_3_{(к)}$	-381,16	183,26	-322,45
$\text{NaCl}_{(к)}$	-411,12	72,13	-384,13	$\text{Sb}_2\text{O}_3_{(к)}$	-715,46	132,63	-636,06
$\text{NaF}_{(к)}$	-573,63	51,3	-543,46	$\text{Se}_{(к)}$	0	42,44	0
$\text{NaHCO}_3_{(к)}$	-947,3	102,1	-849,65	$\text{Si}_{(к)}$	0	18,83	0
$\text{SiCl}_4_{(ж)}$	-687,85	239,74	-620,75	$\text{Ti}_{(к)}$	0	30,63	0
$\text{SiF}_4_{(г)}$	-1614,9	282,38	-1572,6	$\text{TiCl}_4_{(ж)}$	-804,1	252,4	-737,32
$\text{SiH}_4_{(г)}$	34,73	204,56	57,18	$\text{TiO}_2_{(к)} \text{ рутил}$	-944,7	50,33	-889,49

Окончание табл. 22

(1)	(2)	(3)	(4)	(1)	(2)	(3)	(4)
SiO _{2(к)} кварц	-910,94	41,84	-856,67	TiO _{2(к)} анатаз	-933	49,92	-877,65
Sn _(к) белый	0	51,55	0	U _(к)	0	50,29	0
SnCl _{2(к)}	-330,95	131,8	-288,4	UF _{4(к)}	-1910	151,67	-1819,7
SnCl _{4(ж)}	-528,86	258,99	-457,74	UF _{6(к)}	-2188	227,61	-2059,8
SnO _(к)	-285,98	56,48	-256,88	UO _{2(к)}	-1085	77,82	-1032
SnO _{2(к)}	-580,74	52,3	-519,83	Zn _(к)	0	41,63	0
SnS _(к)	-110,17	76,99	-108,24	ZnCO _{3(к)}	-812,5	80,33	-730,66
Sr _(к)	0	55,69	0	ZnCl _{2(к)}	-415	111,46	-369,39
SrO _(к)	-592,04	54,39	-562,1	ZnO _(к)	-348,1	43,51	-318,1
SrSO _{4(к)}	-1444,7	117,57	-1332,4	ZnS _(к)	-205,2	57,66	-200,44
Te _(к)	0	49,5	0	ZnSO _{4(к)}	-981,3	110,54	-870,12
TeCl _{4(к)}	-323,84	200,83	-236	Zn(OH) _{2(к)}	-645,4	76,99	-555,92
TeF _{6(г)}	-1369	335,89	-1273,1	Zr _(к)	0	38,99	0
TeO _{2(к)}	-323,42	74,06	-269,61	ZrCl _{4(к)}	-979,7	181,42	-889,27

Таблица 23 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	K ₁	K ₂	K ₃
Азотистая кислота (HNO ₂)	4,0·10 ⁻⁴		
Аммиака гидрат (NH ₃ ·H ₂ O)	1,8·10 ⁻⁵		
Бромноватистая кислота (HBrO)	2,1·10 ⁻⁹		
Иодноватистая кислота (HIO)	2,3·10 ⁻¹¹		
Метакремниевая кислота (H ₂ SiO ₃)	2,2·10 ⁻¹⁰	1,6·10 ⁻¹²	
Муравьиная кислота (HCOOH)	1,8·10 ⁻⁴		
Сернистая кислота (H ₂ SO ₃)	1,6·10 ⁻²	6,3·10 ⁻⁸	
Сероводородная кислота (H ₂ S)	6,0·10 ⁻⁸	1,0·10 ⁻¹⁴	

Электролит	K_1	K_2	K_3
Угльная кислота (H_2CO_3)	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная кислота (CH_3COOH)	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Хлорноватистая кислота ($HClO$)	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
Ортофосфорная кислота (H_3PO_4)	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Фтороводородная кислота (HF)	$6,6 \cdot 10^{-4}$		
Циановодородная кислота (HCN)	$7,9 \cdot 10^{-10}$		

Таблица 24 – Произведения растворимости некоторых соединений

Соединение (1)	ПР (2)	Соединение (1)	ПР (2)
Ag_2SO_4	$1,20 \cdot 10^{-5}$	$Co(OH)_2$	$1,58 \cdot 10^{-15}$
$AgNO_2$	$7,08 \cdot 10^{-5}$	$Co_3(AsO_4)_2$	$7,59 \cdot 10^{-29}$
$AgBrO_3$	$5,75 \cdot 10^{-5}$	CoS	$5,01 \cdot 10^{-22}$
$Ag_2Cr_2O_7$	$2,00 \cdot 10^{-7}$	$Co(OH)_3$	$3,98 \cdot 10^{-45}$
$AgIO_3$	$3,02 \cdot 10^{-8}$	$Cr(OH)_2$	$1,00 \cdot 10^{-17}$
Ag_2CO_3	$8,71 \cdot 10^{-12}$	$Cr(OH)_3$	$1,10 \cdot 10^{-30}$
Ag_2CrO_4	$1,20 \cdot 10^{-12}$	$CsMnO_4$	$9,12 \cdot 10^{-5}$
Ag_2SO_3	$1,51 \cdot 10^{-14}$	$CuCl$	$1,58 \cdot 10^{-7}$
$AgCl$	$1,82 \cdot 10^{-10}$	$CuBr$	$5,25 \cdot 10^{-9}$
Ag_3PO_4	$1,26 \cdot 10^{-20}$	CuI	$1,10 \cdot 10^{-12}$
Ag_3AsO_4	$6,46 \cdot 10^{-23}$	$Cu(OH)_2$	$2,00 \cdot 10^{-20}$
$AgBr$	$5,01 \cdot 10^{-13}$	CuS	$1,41 \cdot 10^{-36}$
$AgCN$	$1,45 \cdot 10^{-16}$	$FeCO_3$	$2,88 \cdot 10^{-11}$
AgI	$7,94 \cdot 10^{-17}$	$Fe(OH)_2$	$3,98 \cdot 10^{-16}$
Ag_2S	$2,00 \cdot 10^{-50}$	FeS	$1,58 \cdot 10^{-19}$
$Al(OH)_3$	$1,10 \cdot 10^{-34}$	$Fe(OH)_3$	$2,51 \cdot 10^{-39}$

Продолжение табл. 24

(1)	(2)	(1)	(2)
AlPO ₄	$7,94 \cdot 10^{-21}$	FeAsO ₄	$8,71 \cdot 10^{-22}$
BaF ₂	$2,00 \cdot 10^{-7}$	FePO ₄	$2,51 \cdot 10^{-33}$
BaC ₂ O ₄	$1,10 \cdot 10^{-7}$	HgS	$3,98 \cdot 10^{-53}$
BaSO ₃	$2,51 \cdot 10^{-10}$	Li ₃ PO ₄	$2,51 \cdot 10^{-10}$
BaCO ₃	$7,94 \cdot 10^{-11}$	MgCO ₃	$7,94 \cdot 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,10 \cdot 10^{-10}$	MgF ₂	$5,50 \cdot 10^{-9}$
BaCrO ₄	$1,17 \cdot 10^{-10}$	Mg(OH) ₂	$6,03 \cdot 10^{-10}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,03 \cdot 10^{-39}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$3,89 \cdot 10^{-26}$
Be(OH) ₂	$7,94 \cdot 10^{-22}$	Mn(OH) ₂	$1,58 \cdot 10^{-13}$
BiI ₃	$8,13 \cdot 10^{-19}$	MnCO ₃	$1,82 \cdot 10^{-11}$
Bi(OH) ₃	$3,02 \cdot 10^{-36}$	MnS	$1,10 \cdot 10^{-13}$
Bi ₂ S ₃	$8,91 \cdot 10^{-105}$	NiCO ₃	$1,29 \cdot 10^{-7}$
CaSO ₄	$2,51 \cdot 10^{-5}$	Ni(OH) ₂	$1,29 \cdot 10^{-7}$
CaSO ₃	$6,03 \cdot 10^{-8}$	NiS	$1,29 \cdot 10^{-15}$
CaHPO ₄	$1,26 \cdot 10^{-7}$	PbBr ₂	$3,16 \cdot 10^{-19}$
CaF ₂	$3,98 \cdot 10^{-11}$	PbCl ₂	$9,12 \cdot 10^{-6}$
CaCO ₃	$3,80 \cdot 10^{-9}$	PbF ₂	$1,66 \cdot 10^{-5}$
CaC ₂ O ₄	$2,29 \cdot 10^{-9}$	PbI ₂	$2,69 \cdot 10^{-8}$
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	$8,71 \cdot 10^{-22}$	PbSO ₄	$1,05 \cdot 10^{-9}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,20 \cdot 10^{-29}$	Pb(OH) ₂	$1,58 \cdot 10^{-8}$
Cd(CN) ₂	$1,00 \cdot 10^{-8}$	PbCrO ₄	$1,20 \cdot 10^{-20}$
Cd(OH) ₂	$4,27 \cdot 10^{-15}$	PbCO ₃	$1,78 \cdot 10^{-14}$
CdCO ₃	$2,51 \cdot 10^{-14}$	PbS	$3,63 \cdot 10^{-14}$
CdS	$6,31 \cdot 10^{-29}$	Sb ₂ S ₃	$8,71 \cdot 10^{-29}$

(1)	(2)	(1)	(2)
CoCO ₃	1,05·10 ⁻¹⁰	Sn(OH) ₂	6,31·10 ⁻²⁷
SnS	3,02·10 ⁻²⁸	Sr ₃ (PO ₄) ₂	1,00·10 ⁻³¹
SrCrO ₄	2,24·10 ⁻⁵	ZnCO ₃	1,45·10 ⁻¹¹
SrF ₂	2,51·10 ⁻⁹	Zn(OH) ₂	3,39·10 ⁻¹⁷
SrSO ₄	2,09·10 ⁻⁷	Zn ₃ (PO ₄) ₂	9,12·10 ⁻³³
SrCO ₃	1,10·10 ⁻¹⁰	ZnS	4,47·10 ⁻²⁵

Таблица 25 – Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах

Электрод	E (Me ⁿ⁺ /Me ⁰), В	Электрод	E (Me ⁿ⁺ /Me ⁰), В
Li ⁺ /Li	-3,01	Fe ²⁺ /Fe	-0,44
K ⁺ /K	-2,93	Cd ²⁺ /Cd	-0,40
Cs ⁺ /Cs	-2,92	Co ²⁺ /Co	-0,28
Ba ²⁺ /Ba	-2,91	Ni ²⁺ /Ni	-0,25
Sr ²⁺ /Sr	-2,89	Sn ²⁺ /Sn	-0,14
Ca ²⁺ /Ca	-2,87	Pb ²⁺ /Pb	-0,13
Na ⁺ /Na	-2,71	Bi ³⁺ /Bi	0,22
Mg ²⁺ /Mg	-2,36	Cu ²⁺ /Cu	0,34
Be ²⁺ /Be	-1,85	Hg ²⁺ /Hg	0,85
Al ³⁺ /Al	-1,66	Ag ⁺ /Ag	0,80
Mn ²⁺ /Mn	-1,18	Hg ²⁺ /Hg	0,85
Cr ²⁺ /Cr	-0,91	Au ³⁺ /Au	1,50

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н. Л. Общая химия. – М.: Интеграл- Пресс, 2003. – 702 с.
2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 743 с.
3. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / под ред. Н. Н. Павлова, В. И. Фролова – М., 2002. – 288 с.
4. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / под общей ред. В. М. Таланова, Г. М. Житного. – Ростов-на-Дону: Феникс, 2008. – 416 с.

Учебное издание

**Ардашева Людмила Петровна
Вахрушев Александр Юрьевич
Луканина Татьяна Львовна**

Химия

Редактор и корректор А. А. Чернышева
Техн. редактор Д. А. Романова

Учебное электронное издание сетевого распространения

Системные требования:
электронное устройство с программным обеспечением
для воспроизведения файлов формата PDF

Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=202016, по паролю.
- Загл. с экрана.

Дата подписания к использованию 08.02.2022 г. Изд. № 74/20

Высшая школа технологии и энергетики СПбГУПТД
198095, СПб., ул. Ивана Черных, 4.