МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
Учреждение образования
«Витебский государственный технологический университет»

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И ИННОВАЦИЙ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН
Ташкентский институт текстильной и легкой промышленности

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие
для выполнения лабораторных работ для студентов специальностей:
5320900 «Конструирование и технология изделий легкой промышленности (изделия из кожи и меха)»
1-50 02 01 «Производство одежды, обуви и кожгалантерейных изделий»
6-05-0723-02 «Технологии и проектирование одежды и обуви».

Рекомендовано
Учебно-методическим объединением
по химико-технологическому образованию в качестве
учебно-методического пособия для студентов учреждений высшего образования по специальности
1-50 02 01 «Производство одежды, обуви и кожгалантерейных изделий»,
6-05-0723-02 «Технологии и проектирование одежды и обуви».

Витебск
2024

УДК 546
ББК 24.1
Х 46

Авторский коллектив:
Н. Н. ЯСИНСКАЯ, А. Т. ИБРАГИМОВ, А. С. РАФИКОВ,
С. Х. КАРИМОВ, К. О. БУЖИНСКАЯ, Е. П. ПОПКО

Рецензенты:

кандидат химических наук, доцент учреждения образования
«Витебский государственный медицинский университет»
Степин С. Г.;

кандидат педагогических наук, доцент кафедры химии и
естественнонаучного образования учреждения образования «Витебский
государственный университет имени П.М. Машерова»
Белохвостов А. А.

Одобрено кафедрой «Экология и химические технологии»
УО «ВГТУ», протокол № 13 от 29.05.2024.

Рекомендовано к изданию редакционно-издательским
советом УО «ВГТУ», протокол № 9 от 31.05.2024.

Х 46 **Общая и неорганическая химия:** учебно-методическое пособие для выполнения лабораторных работ / Н. Н. Ясинская, А. Т. Ибрагимов, А. С. Рафиков, С. Х. Каримов, К. О. Бужинская, Е. П. Попко. – Витебск : УО «ВГТУ», 2024. – 106 с.
ISBN 978-985-481-773-6

Учебно-методическое пособие содержит необходимый теоретический материал по каждой теме, задания для лабораторных работ и примеры их выполнения, необходимые справочные материалы для студентов, обучающихся по совместной образовательной программе с выдачей двух дипломов в рамках программ Республики Узбекистан 5320900 «Конструирование и технология изделий легкой промышленности (изделия из кожи и меха)» и Республики Беларусь 6-05-0723-02 «Технологии и проектирование одежды и обуви» заочной формы обучения.

УДК 546
ББК 24.1

ISBN 978-985-481-773-6
© УО «ВГТУ», 2024

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ 5
ТЕМА 1 МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ. ХИМИЧЕСКИЕ ПРИБОРЫ И ПРИНАДЛЕЖНОСТИ 6
ТЕМА 2 ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКТИВЫ, МЕТОДЫ ИХ ОЧИСТКИ И РАЗДЕЛЕНИЯ.....13
Лабораторная работа
«*Методы очистки и разделения смесей. Очистка водорастворимой соли от загрязнений»*.....17
ТЕМА 3 ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ ВЕЩЕСТВ (ТЕХНИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ). ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ ПО ХИМИЧЕСКИМ РЕАКЦИЯМ 19
Задания предлабораторного контроля 23
Лабораторная работа «Определение эквивалентной массы металла».....24
ТЕМА 4 КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ .27
Задания предлабораторного контроля 41
Лабораторная работа
«Получение оксидов, оснований, кислот и солей».....43
ТЕМА 5 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....45
Задания предлабораторного контроля 48
Лабораторная работа
«Влияние концентрации реагирующих веществна скорость химической реакции» 49
ТЕМА 6 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ 51
Задания предлабораторного контроля 54
Лабораторная работа
«Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия».....55
ТЕМА 7 РАСТВОРЫ.....56
Задания предлабораторного контроля 63
Лабораторная работа
«Приготовление и виды растворов. Свойства растворов электролитов» 64
ТЕМА 8 РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ 69
Задания предлабораторного контроля 73
Лабораторная работа
«Реакции ионного обмена. Гидролиз солей» 74
ТЕМА 9 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....77
Задания предлабораторного контроля 80
Лабораторная работа

«Окислительно-восстановительные реакции» 81
ТЕМА 10 МЕТАЛЛЫ 83
10.1 Металлы I–III групп и их соединения 83
10.2 *d*-элементы: железо, хром, марганец 87
Задания предлабораторного контроля 92
Лабораторная работа
«Химические свойства металлов» 93
ТЕМА 11 НЕМЕТАЛЛЫ.....97
Задания предлабораторного контроля 100
Лабораторная работа
«Получение и химические свойства неметаллов» 100
ЛИТЕРАТУРА.....102
ПРИЛОЖЕНИЕ А Периодическая система элементов
Д. И. Менделеева 103
ПРИЛОЖЕНИЕ Б Растворимость кислот, оснований и солей в воде ..104
ПРИЛОЖЕНИЕ В Константы диссоциации некоторых слабых
электролитов при 25 ^{0}С 105
ПРИЛОЖЕНИЕ Г Константы нестойкости некоторых комплексных
ионов 105

ВВЕДЕНИЕ

Настоящее учебно-методическое пособие составлено в соответствии с учебной программой по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для студентов, обучающихся по совместной образовательной программе с выдачей двух дипломов в рамках программ Республики Узбекистан: 5320900 «Конструирование и технология изделий легкой промышленности (изделия из кожи и меха)» и Республики Беларусь: 1-50 02 01 «Производство одежды, обуви и кожгалантерейных изделий», 6-05-0723-02 «Технологии и проектирование одежды и обуви».

В пособии охвачены учебные разделы лабораторных занятий по следующим темам: меры предосторожности работы в химических лабораториях, химические приборы и принадлежности, методы очистки и разделения смесей, очистка загрязнѐнной и водорастворимой соли, физические величины веществ (техника лабораторных работ), а также экспериментальные задачи по химическим реакциям; получение оксидов, оснований, кислот и солей; влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции и смещение химического равновесия; приготовление и свойства растворов электролитов; реакции ионного обмена; гидролиз солей; роль среды в окислительно-восстановительных реакциях; получение и химические свойства металлов и неметаллов.

Для лучшего сочетания теории и практики к лабораторному занятию необходима подготовка. В данное учебно-методическое пособие включены теоретические вопросы курса, лабораторные работы, разобранные примеры решения задач, а также справочные материалы. Пособие будет полезно для подготовки к лабораторным занятиям и выполнению проверочных контрольных мероприятий – тестов, контрольных работ, экзамена.

Выполнение лабораторных работ позволяет закрепить теоретические знания, приобрести экспериментальные навыки, умения пользоваться приборами, соблюдать правила техники безопасности, составлять таблицы, строить графики и т. д. Лабораторный практикум содержит методики доступных и легковоспроизводимых опытов в химической лаборатории, которые позволяют ознакомиться с важнейшими классами веществ, способами их получения, химическими свойствами, методиками анализа.

Целью курса является формирование системных знаний о закономерностях химического поведения важнейших классов веществ в зависимости от их строения и умение прогнозировать свойства отдельных представителей этих классов, необходимые для решения возникающих химических проблем в технологических процессах.

ТЕМА 1 МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ. ХИМИЧЕСКИЕ ПРИБОРЫ И ПРИНАДЛЕЖНОСТИ

Цель работы: ознакомление с правилами техники безопасности и мерами предосторожности при обращении с химическими веществами во время работы в химической лаборатории.

Лабораторные занятия являются одной из основных частей курса «Химия» и для их правильного и безопасного выполнения студентам необходимо тщательно ознакомиться с лабораторным оборудованием, а также техникой проведения опытов.

Поскольку в химической лаборатории находятся электроприборы, горючие, легко воспламеняющиеся жидкости, газ, концентрированные кислоты и щелочи, ядовитые вещества, студенты должны строго соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности.

При проведении эксперимента необходимо соблюдать следующие правила:

- Ознакомиться с действующими инструкциями, определяющими правила безопасного поведения в химической лаборатории, и неукоснительно их выполнять.
- Перед занятиями студенту необходимо заранее познакомиться с ходом проведения опытов, отчѐтливо уяснить цель и задачи работы.
- Запрещено проводить опыты в грязной посуде, а также пользоваться химическими веществами из склянок без этикеток.
- Работы с ядовитыми, сильно пахнущими веществами, с концентрированными растворами кислот, щелочей следует проводить в вытяжном шкафу.
- Излишек реактива нельзя высыпать и выливать обратно в склянку, из которой он был взят.
- Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможно меньшем количестве. Нельзя оставлять без надобности горящие спиртовки.
- При работе с кислотами надо твѐрдо помнить правила смешивания концентрированной серной кислоты с водой – осторожно вливать кислоту в воду небольшими порциями при перемешивании, а не наоборот.
- Не нюхать выделяющиеся газы, близко наклоняясь к склянке. При необходимости определения запаха газа или жидкости осторожно вдыхать воздух, слегка направляя струю воздуха от отверстия сосуда к себе.
- Никогда нельзя дуть на горящую спиртовку. Тушат еѐ, накрыв колпачком.
- С легковоспламеняющимися жидкостями нельзя работать вблизи нагревательных приборов. Запрещается нагревать летучие легковоспламеняющиеся жидкости, вещества (эфиры, спирты, ацетон) на

отрытом пламени. Для этого необходимо использовать водяную баню.

- При нагревании и кипячении пробирки с жидкостью отверстие пробирки следует направлять в сторону как от самого работающего, так и от окружающих, во избежание выброса веществ из пробирки.
- Запрещается пробовать реактивы на вкус.
- В случае ожога, прикладывают к обожжѐнному месту вату, смоченную 5–10 % раствором перманганата калия или же, смоченную жидкостью от ожогов (из аптечки).
- При порезах стеклом вынуть осколки из раны, продезинфицировать раствором перманганата калия $KMnO_4$ или спиртом, смазать края раны йодной настойкой, положить на рану стерилизованную марлю, гигроскопическую вату и плотно обвязать бинтом. После оказания первой помощи направить к врачу.
- При попадании на кожу или одежду кислот или щелочей, необходимо сначала промыть поражѐнное место большим количеством воды, затем в случае поражения кислотой – 3 % раствором бикарбоната натрия, а в случае попадания щѐлочи – 1–2 % раствором уксусной кислоты. После этого опять водой. Щѐлочь смывают водой до тех пор, пока участок кожи, на который она попала, не перестанет быть скользким. Одежду, соприкасавшуюся с реактивами, нужно снять.
- При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожжѐнное место промыть холодной проточной водой в течение 5–10 мин. Затем следует немедленно доставить пострадавшего в ближайшее лечебное учреждение.
- При попадании в глаз брызг кислоты, его обильно промывают водой так, чтобы она стекала от носа к виску, а затем 3 % раствором бикарбоната натрия; в случае попадания щѐлочи промывают вначале водой, затем насыщенным раствором борной кислоты.
- При попадании яда внутрь необходимо вызвать рвоту принятием тѐплого раствора поваренной соли (3–4 чайные ложки на стакан воды). Пострадавшего перенести на свежий воздух.
- Студентам ***категорически запрещается*** без разрешения преподавателя проводить какие-либо опыты и другие действия, не относящиеся к тематике лабораторного занятия. Очень серьезно следует отнестись к шуточным правилам безопасного поведения в химической лаборатории, опубликованным в журнале «Химия и жизнь».

Правила выживания в химической лаборатории

- ✓ Если Вы откупорили что-либо – закупорьте.
- ✓ Если в руках у Вас жидкое – не разлейте, порошкообразное – не рассыпьте, газообразное – не выпустите наружу.
- ✓ Если включили – выключите.
- ✓ Если открыли – закройте.
- ✓ Если разобрали – соберите.

- ✓ Если не можете собрать – позовите на помощь умельца.
- ✓ Если Вы не разбирали – не вздумайте собирать.
- ✓ Если Вы одолжили что-либо – верните.
- ✓ Если Вы пользуетесь чем-либо – держите в чистоте и порядке.
- ✓ Если Вы привели что-либо в беспорядок – восстановите статус-кво.
- ✓ Если Вы сдвинули что-либо – верните на место.
- ✓ Если Вы хотите воспользоваться чем-то чужим – спросите разрешения.
- ✓ Если Вы не знаете, как это действует – ради бога, не трогайте!
- ✓ Если Вас это не касается – не вмешивайтесь.
- ✓ Если не знаете, как это делается – сразу спросите.
- ✓ Если Вы не можете что-то понять – почешите в затылке.
- ✓ Если все же не поймете, то и не пытайтесь.
- ✓ Если Вы горите на работе, постарайтесь, чтобы от Вас ничего не загорелось.
- ✓ Если у Вас что-либо взорвалось, проверьте, остались ли Вы живы.
- ✓ Если Вы не усвоили этих правил – не входите в лабораторию…

Ни одно из современных лабораторных исследований невозможно осуществить, не прибегнув к использованию специального оборудования и аппаратуры. То же касается и лабораторной посуды.

Основным требованием, предъявляемым к стеклянной посуде, является ее химическая и термическая устойчивость.

Химическая устойчивость – свойство стекла противостоять разрушающему действию растворов щелочей, кислот и других веществ.

Термическая устойчивость – способность посуды выдерживать резкие колебания температуры.

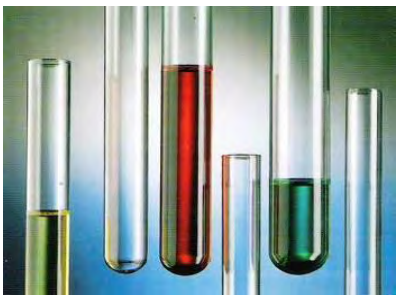
Ниже приводятся виды лабораторной посуды, приборов и оборудования, получивших наибольшее распространение в лабораторной практике.

Химическая посуда, приборы и оборудование

Штатив с зажимами, кольцами

Конусные мерные колбы

Простые конусные колбы и стеклянная палочка



Пробирки

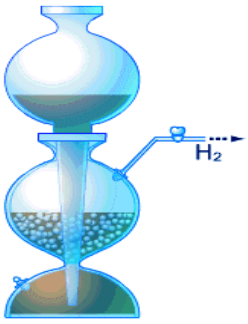
Зажим-держатель для колб и пробирок

Пластмассовые сосуды с наливной трубкой

Колба Бунзена

Воронка Бюхнера

Круглодонные колбы



Аппарат Киппа

Колба Вюрца

Колба Кляйзена

Ступка и пестик

Спиртовая лампа

Спиртовка

Мерный стакан

Пластмассовые стаканы

Конусообразный стакан

Фарфоровые стаканы

Холодильник Либиха

Бюретка

Приемник

Аллонж

Центрифуга

Фарфоровый шпатель и ложки

Выпарная чашка

Чашка Петри

Графитовый тигель

Хлоркальциевая трубка

Мерные колбы

Мерные колбы

Промывная склянка

Эксикатор

Обратный холодильник

Аналитические весы

Электрический нагреватель

Термометры

Патрон

Дозаторы

Задание-лабиринт
«Инструкция по технике безопасности»

Х	**И**	**Р**	**Е**	**А**	**К**	**П**	**Р**	**О**	**Б**	**О**	**У**	**С**
И	**М**	**Е**	**И**	**И**	**Т**	**Я**	**З**	**Ь**	**А**	**В**	**К**	**В**
Ч	**Е**	**С**	**К**	**В**	**Ы**	**Н**	**Е**	**Л**	**Т**	**Ь**	**Н**	**А**

Для прочтения этого «лабиринта» существует правило: начав движение с левой верхней клетки и передвигаясь по горизонтали (налево или направо) или по вертикали (вверх или вниз), пройдите все клетки так, чтобы из букв получилось правило по технике безопасности. Каждая клетка может быть использована один раз.

Контрольные вопросы:

- Общие правила работы в химической лаборатории.
- Что следует предпринять, если в лаборатории возник очаг возгорания?
- Какими нагревательными приборами разрешается пользоваться при нагревании легковоспламеняющихся жидкостей?
- Правила работы со спиртовкой.
- Почему нельзя пользоваться плохо вымытой посудой?
- Как оказать первую помощь при ожогах огнем первой степени?
- Для чего используются вытяжные шкафы?
- Как оказать первую помощь при отравлении щелочью?
- Как оказать первую помощь при ожоге кислотой?
- Как приготовить разбавленный раствор H_2SO_4?
- Как следует определять пахнущие вещества?
- Какие действия следует предпринимать при попадании в глаза щѐлочи (кислоты)?
- Первая помощь при термических ожогах, порезах.

ТЕМА 2 ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКТИВЫ, МЕТОДЫ ИХ ОЧИСТКИ И РАЗДЕЛЕНИЯ

Химические реактивы – вещества, применяемые в лабораториях для анализа и научных исследований, направленных на изучение свойств, превращений и способов получения различных соединений.

К химическим реактивам относятся как индивидуальные вещества, так и смеси веществ (например, петролейный эфир). Кроме того, химическими реактивами называются растворы, довольно сложного состава специального назначения (например, реактив Фелинга).

Химические реактивы рассматриваются как системы, которые включают помимо основного компонента, вещества, влияющие на их функциональные характеристики, – растворители, наполнители, носители. Именно поэтому исходные химические вещества, участвующие в химических реакциях, при анализе и синтезе различных веществ, называют реагентами.

На упаковке реактивов обязательно должны быть этикетки, указывающие название, квалификацию чистоты, массу, номер ГОСТа, завод-изготовитель и другую информацию. Рассмотрим указанные характеристики реактивов более детально.

Чистота – важнейшая характеристика химического реактива. *Чистое вещество* содержит частицы только одного вида и обладает постоянными физическими свойствами. Вещество не является чистым, если содержит *примеси* других веществ, изменяющие значения температур плавления, кипения, замерзания и др.

Химические реактивы могут использоваться в твердом, жидком или газообразном состояниях (в виде паров). Их принято разделять по степени чистоты на несколько квалификаций, характеристики которых приведены в таблице.

Таблица 2.1 – Классификация химических реактивов по чистоте

С

Марка	Обозначение	Содержание основного вещества	Содержание примесей	Цвет полосы на упаковке
Технический	тех.	>95%	до 5%	Светло-коричневый
Чистый	ч.	>98%	0,1%	Зеленый
Чистый для анализа	ч.д.а.	>99%	не превышают предел допустимый для проведения точного анализа	Синий
Химически чистый	х.ч.	99,9%	10^{-3}–10^{-5}%	Красный
С Особой чистоты	ос.ч.	>99,9%	10^{-5}–10^{-10}%	Желтый

Смеси состоят из двух и более веществ. Многие смеси могут быть разделены на составные части (компоненты смесей) на основании различия их физических свойств.

Наиболее часто используются следующие методы разделения смесей:

- Фильтрование;
- Отстаивание;
- Декантация;
- Разделение с помощью делительной воронки;
- Центрифугирование;
- Выпаривание;
- Перекристаллизация;
- Перегонка;
- Экстракция;
- Хроматография;
- Возгонка и др.

Фильтрование. Для отделения жидкостей от взвешенных в ней мелких твердых частиц применяют фильтрование (рис. 2.1), т. е. процеживание жидкости через мелкопористые материалы – *фильтры*, которые пропускают жидкость и задерживают на своей поверхности твердые частицы. Жидкость, прошедшая через фильтр и освобожденная от находившихся в ней твердых примесей, называется *фильтратом.* Фильтрующими материалами могут быть бумага, вата, стекловата, ткань и др.

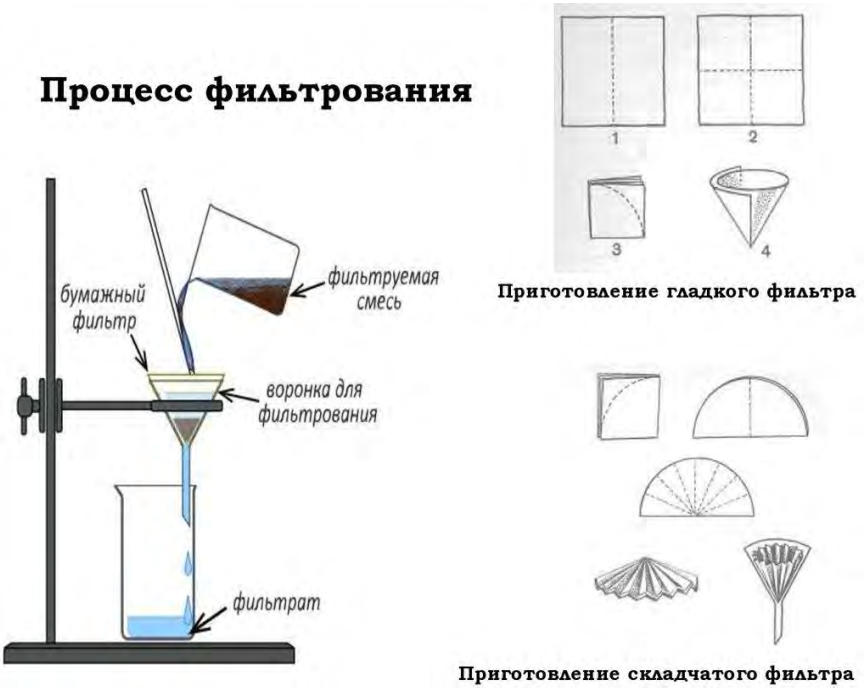


Рисунок 2.1 – Приготовление фильтров и процесс фильтрования

Декантация. Жидкости могут быть отделены от нерастворимых твердых частиц декантацией. Этот метод можно применять, если твердое вещество имеет большую плотность, чем жидкость. Например, если речной песок добавить в стакан с водой, то при отстаивании он осядет на дно стакана, потому что плотность песка больше, чем воды. Тогда вода может быть отделена от песка просто сливанием. Такой метод отстаивания и последующего сливания фильтрата и называется декантацией.

Центрифугирование. Для ускорения процесса отделения очень мелких частиц, образующих в жидкости устойчивые суспензии или эмульсии, используют *метод центрифугирования*. Этим методом можно разделить смеси жидких и твердых веществ, различающихся по плотности. Разделение проводится в ручных или электрических *центрифугах* (рис. 2.2).

а б

Рисунок 2.2 – Центрифуги:
а – ручная; б – электрическая

Выпаривание – этот метод предусматривает удаление растворителя, например, воды из раствора в процессе нагревания его в выпарительной фарфоровой чашке. При этом выпариваемая жидкость удаляется, а растворенное вещество остается в выпарительной чашке (рис. 2.3).

Рисунок 2.3 – Выпаривание

Разделение двух несмешивающихся жидкостей, имеющих различную плотность и не образующих устойчивых эмульсией, можно осуществить с помощью делительной воронки (рис. 2.4).

Рисунок 2.4 – Разделение двух несмешивающихся жидкостей

Кристаллизация – это процесс выделения кристаллов твердого вещества при охлаждении раствора, например, после его упаривания. Следует иметь в виду, что при медленном охлаждении раствора образуются крупные кристаллы. При быстром охлаждении (например, при охлаждении проточной водой) образуются мелкие кристаллы.

Перегонка – метод очистки вещества, основанный на испарении жидкости при нагревании с последующей конденсацией образовавшихся паров (рис. 2.5). Очистка воды от растворенных в ней солей (или других веществ, например, красящих) перегонкой называется дистилляцией, а сама очищенная вода – дистиллированной.

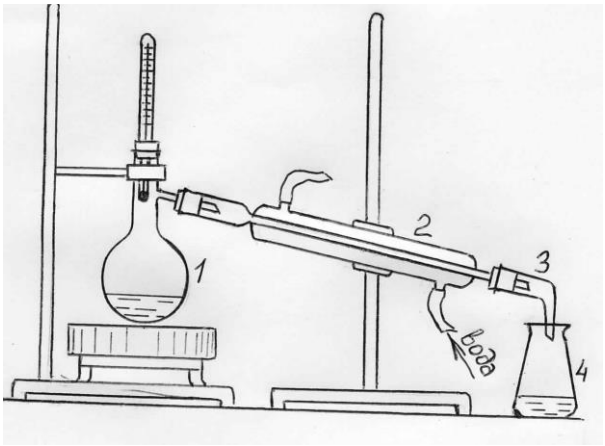


Рисунок 2.5 – Перегонка

Фракционная перегонка применяется для разделения смесей жидкостей с

различными температурами кипения. Жидкость с меньшей температурой кипения закипает быстрее и раньше проходит через фракционную колонку (или дефлегматор). Когда эта жидкость достигает верха фракционной колонки, то попадает в холодильник, охлаждается водой и через алонж собирается в приемник (колбу или пробирку). Фракционной перегонкой можно разделить, например, смесь этанола и воды. Температура кипения этанола 78 °С, а воды 100 °С. Этанол испаряется легче и первым попадает через холодильник в приемник.

Возгонка – метод применяется для очистки веществ, способных при нагревании переходить из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое состояние. Далее пары очищаемого вещества конденсируются, а примеси, не способные возгоняться, отделяются.

Экстракция – метод извлечения вещества из смеси, заключающийся в его переводе из твердой или жидкой фазы в другую, жидкую фазу, называемую *экстрагентом.* В целом данный метод основан на способности растворителя селективно (избирательно) растворять компоненты разделяемой смеси.

Хроматография – это метод исследования газовых, жидкостных, паровых или растворенных веществ путем их физико-химического разделения на монокомпоненты. Сам хроматографический метод основан на распределении элементов смесей между подвижной (*элюент*) и неподвижной фазами (твердое вещество или жидкость на основе инертного носителя). После разделения смеси качественные характеристики и количественное содержание каждого из элементов можно определить любыми способами химического или физического исследования. Если исследуемое вещество не разделилось на компоненты хроматографическим путем, то его принято считать однородным.

Лабораторная работа
«*Методы очистки и разделения смесей. Очистка водорастворимой соли от загрязнений*»

Цель работы: очистить растворимые в воде твердые вещества от нерастворимых частиц.

Опыт 1. ***Очистка водорастворимой соли фильтрованием***

Выполнение опыта. Примерно 20–30 г загрязненной соли взвесьте на технических весах с точностью до 0,01 г и пересыпьте в колбу. Добавьте 100 см^3 дистиллированной воды и хорошо перемешайте. Для проведения фильтрования стеклянную воронку укрепите на кольце штатива (см. рис. 2.1). Воронку следует устанавливать таким образом, чтобы конец ее касался стенки сосуда для сборки фильтрата. Приготовьте фильтр для воронки. Для

приготовления гладкого фильтра (см. рис. 2.1) берут листок фильтровальной бумаги, имеющий форму квадрата, и складывают сначала вдвое, а потом вчетверо. Угол сложенного квадрата обрезают ножницами по дуге с таким расчетом, чтобы край фильтра был ниже края воронки на 3–5 мм, отделяют пальцем один слой бумаги от трех остальных так, чтобы при расправлении получился конус.

Полученный фильтр вставьте в воронку так, чтобы он плотно прилегал к ее стенкам, затем, слегка прижимая бумагу к стеклу воронки, смочите фильтр небольшим количеством дистиллированной воды.

Раствор соли аккуратно вливайте по стеклянной палочке в воронку с фильтром, наполняя воронку жидкостью на 5–10 мм ниже краев фильтра.

Нерастворимые примеси останутся на поверхности фильтра.

Выделите соль из фильтрата. Для этого массу фильтрата кипятите в фарфоровой чашке до тех пор, пока объем не уменьшится примерно в два раза. Далее чашку поместите на водяную баню и продолжите выпаривание.

После выпаривания полученный осадок сушите в сушильном шкафу при постоянном помешивании стеклянной палочкой, пока он не достигнет постоянной массы. Разница между начальной массой соли и конечной массой равна массе загрязняющих веществ.

Запись данных опыта.

1. Запишите и прокомментируйте события, которые наблюдались во время опыта.
2. Вычислите степень чистоты соли.
3. Составьте схему поэтапного выполнения работы.
4. Какие методы применяются для очистки солей?
5. Какие правила техники безопасности соблюдены при выполнении опыта?

Опыт 2. ***Отстаивание и декантация (разделение гетерогенных смесей)***

Выполнение опыта. Поместите небольшое количество смеси песка и древесных опилок в стакан объемом 250 см^3, добавьте воду и размешайте стеклянной палочкой. Подождите некоторое время, пока более тяжѐлые частицы не осядут на дно, а менее тяжѐлые не соберутся на поверхности воды. Аккуратно снимите с поверхности воды всплывшие опилки, слейте оставшуюся воду из стаканчика. Постарайтесь, чтобы в стакане почти не осталось воды. Одновременно следите за тем, чтобы песок не "вытек" из стаканчика. Для достижения лучшего эффекта рекомендуется основной объѐм воды декантировать, а оставшееся малое количество воды отобрать из стаканчика пипеткой.

Запись данных опыта.

1. Дайте определение декантации.
2. В каком случае для очистки вещества применяется декантация?

ТЕМА 3 ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ ВЕЩЕСТВ (ТЕХНИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ). ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ ПО ХИМИЧЕСКИМ РЕАКЦИЯМ

Раздел химии, в котором рассматриваются количественный состав веществ и количественные соотношения (массовые или объѐмные) между реагирующими веществами, называется **стехиометрией**.

Стехиометрические расчѐты базируются на трѐх основных законах:

1) сохранения массы веществ;

2) постоянства состава химических соединений;

3) эквивалентов.

Одним из важнейших химических понятий, на котором основываются стехиометрические расчѐты, является *количество* вещества. Количество некоторого вещества X обозначается n(X). Основной единицей измерения количества вещества является *моль*.

Моль – количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, радикалов, эквивалентов), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C.

$$n(x)=\frac{m(x)}{M(x)}; \qquad n(x)=\frac{N(x)}{N_A}; \qquad n_{(ГАЗА)}=\frac{V(x)}{Vm}.$$

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) – это масса одного моля эквивалентов.

Для расчета молярной массы эквивалента вещества можно использовать следующие формулы:

1. Для простого вещества:

$$M_э=\frac{M_A}{B}$$

где M_A – молярная масса атомов данного вещества; B – валентность атома, например, $M_э(Al)=27/3=9$ *г/моль*.

2. Для сложного вещества:

$$M_э = M \ / B \cdot n$$

где B – валентность функциональной группы; n – число функциональных групп в формуле молекулы вещества.

Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла, для оксидов – оксид образующий элемент.

$$M_{э\ кислоты} = M_{кислоты} \ / \ основность\ кислоты$$

Основность кислоты определяется числом протонов, которое отдает молекула кислоты, реагируя с основанием.

Например, $M_э(H_2SO_4)=98/2=49$ *г/моль*.

$$M_{э\ основания} = M_{основания} \ / \ кислотность\ основания$$

Кислотность основания определяется числом протонов, присоединяемых молекулой основания при взаимодействии его с кислотой.

Например, $M_э(NaOH) = 40/1 = 40$ *г/моль*.

$$M_{э\ соли} = M_{соли} \ / \left(число\ атомов\ металла \cdot валентность\ металла\right)$$

Например, $M_э(Al_2(SO_4)_3) = 342/(2 \cdot 3) = 57$ *г/моль*.

$$M_{э\ оксида} = M_{оксида} / (число\ атомов\ оксид\ образующего\ элемента \cdot валентность\ элемента)$$

Например, $M_э(Al_2O_3) = 102/(2 \cdot 3) = 17$ *г/моль*.

В общем случае молярная масса эквивалента химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей.

Закон эквивалентов *– массы участвующих в реакции веществ пропорциональны их молярным массам эквивалента:*

$$m_1 / m_2 = M_{э1} / M_{э2}$$

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов записывают следующим образом:

$$C_{н1} \cdot V_1 = C_{н2} \cdot V_2$$

где $C_{н1}$, $C_{н2}$ – нормальные концентрации или молярные концентрации эквивалента первого и второго растворов, моль/дм^3; V_1 *и* V_2 – объемы реагирующих растворов, дм^3.

Пример 1. Окислением 1,4 г кадмия Cd получили 1,6 г его оксида CdO. Вычислить эквивалентную массу кадмия.

Решение:

По закону эквивалентов

$$\frac{m_{Cd}}{m_o} = \frac{Mэ_{Cd}}{Mэ_o}$$

$$m_o = 1,6 - 1,4 = 0,2 г$$

отсюда $$Mэ_{Cd} = \frac{1,4 \cdot 8}{0,2} = 56 г/моль$$

Ответ: *Мэ(Cd)* = 56 г/моль

Пример 2. Вычислить атомную массу двухвалентного металла, если известно, что при взаимодействии этого металла массой 8 г с кислотой выделился водород объемом (при н. у.) 4,48 дм^3.

Решение:

Эквивалентную массу металла определим по формуле

$$\frac{m_{ме}}{Mэ_{ме}} = \frac{V}{V_э}$$

где $V_э$ – эквивалентный объем водорода, дм^3

$$Mэ_{ме} = \frac{8 \cdot 11,2}{4,48} = 20$$

$$A = Мэ \cdot B = 20 \cdot 2 = 40$$

Ответ: кальций

Закон постоянства состава *– каждое химическое соединение имеет определѐнный и постоянный качественный и количественный состав, не зависящий от способа его получения.* (Ж. Л. Пруст, 1808 г.)

Количественный состав вещества выражают с помощью массовой доли или процентного содержания:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m} \cdot 100\%$$

Закон сохранения массы веществ *– масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.* (М. В. Ломоносов, 1748 г.; А. Л. Лавуазье, 1789 г.)

Расчеты с участием газообразных веществ основаны на следующих законах:

Закон объемных отношений (закон Гей-Люссака) *– объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.*

Закон парциальных давлений (закон Дальтона) *– давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.*

Закон Авогадро (1811 г.) *– в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул.*

Постоянная Авогадро $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$ – число структурных единиц в одном моле вещества.

Следствия из закона Авогадро:

а) при определенных температуре и давлении 1 моль любого вещества в газообразном состоянии занимает один и тот же объѐм;

б) при ***н. у.*** (273,15 К и 101,325 кПа) молярный объѐм ($V_м$) любого газа равен 22,4 дм^3.

Если закон Авогадро применим только для газов, то число Авогадро имеет универсальный характер для любого агрегатного состояния вещества.

Относительная плотность газа – число, показывающее, во сколько раз масса одного газа больше или меньше массы такого же объѐма другого газа:

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

где D – относительная плотность одного газа по другому газу.

Обычно плотность газа определяют по отношению к самому легкому газу – водороду (M (H_2) = 2 г/моль) или воздуху, молярная масса которого равна 29 г/моль:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M(X)}{2}; \qquad D_{возд.}(X) = \frac{M(X)}{29}$$

Если вычисления основных параметров системы проводят при условиях, отличных от нормальных, то используют ***уравнение Менделеева – Клапейрона:***

$$pV = m\frac{RT}{M} \quad \text{или} \quad pV = nRT$$

где p, V, T, M, m, n – давление, объем, абсолютная температура, молярная масса, масса, количество вещества газа, соответственно; R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/(моль·К)).

Пример. Вычислить молярную массу бензола, зная, что 600 см^3 его паров при температуре 87 °С и давления 624 мм. рт. ст. весят 1,3 г.

Решение:

Из уравнения состояния газа определяем М:

$$M = \frac{1{,}3 \cdot 62400 \cdot 360}{624 \cdot 600} = 78 \text{ г/моль}$$

Для проверки можно вычислить молярную массу бензола по его формуле C_6H_6

$$M = 12 \cdot 6 + 6 = 78 \text{ г/моль}$$

Ответ: М (бензола) равна 78 г/моль.

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Назовите соединения и вычислите массовые доли элементов в указанных веществах.*

Вариант	Соединение	Вариант	Соединение
1	K_2SO_4	12	Na_4SiO_4
2	$Na_4P_2O_7$	13	$K_2Cr_2O_7$
3	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	14	$SnSO_4$
4	$KClO_3$	15	$MgCO_3 \cdot CaCO_3$
5	$Ca_3(PO_4)_2$	16	$KMnO_4$
6	$Mg(OH)_2$	17	$Fe(NO_3)_3$
7	$(FeOH)_2SO_4$	18	$2CaSO_4 \cdot H_2O$
8	$K_2SO_4 \cdot 2MgSO_4$	19	$(NH_4)_2HPO_4$
9	Co_2SiO_4	20	$KAl(SO_4)_2$
10	$MgCO_3$	21	$Ca(OH)_2$
11	$Al(OH)_2Cl$	22	$Mg(HCO_3)_2$

Задание 2. *Рассчитайте молярные массы эквивалентов соединений и образующих их элементов.*

Вариант	Вещество	Вариант	Вещество
1	Оксид железа (II)	12	Оксид марганца (IV)
2	Оксид хлора (V)	13	Бромид железа (III)
3	Сульфид серебра	14	Оксид кремния (IV)
4	Оксид кальция	15	Иодид хрома (II)
5	Оксид фосфора (V)	16	Оксид углерода (IV)
6	Сульфат кальция	17	Азотная кислота
7	Фосфат натрия	18	Сульфид меди (II)
8	Хлорид алюминия	19	Оксид азота (IV)
9	Оксид серы (VI)	20	Хлорид фосфора (V)
10	Сульфит меди (II)	21	Хлорид фосфора (III)
11	Гидроксид алюминия	22	Оксид хлора (VII)

Задание 3. *Вычислите молярную массу эквивалента металла, если:*

1) на сжигание 48,56 г Ме было израсходовано 12,5 $дм^3$ воздуха (н. у.). Объѐмная доля кислорода в воздухе равна 21 %;

2) при нагревании на воздухе 2,04 г этого Ме было получено 2,84 г его оксида;

3) при восстановлении водородом 9,11 г оксида этого Ме до чистого Ме было получено 3,24 г воды;

4) сульфид этого Ме содержит 46,21 % серы;

5) хлорид этого Ме содержит 44,8 % хлора;

6) 0,493 г хлорида этого Ме после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра;

7) при восстановлении 8,0 г оксида этого Ме алюминием получено 5,1 г оксида алюминия;

8) на нейтрализацию 8,55 г гидроксида этого Ме пошло 4,9 г серной кислоты;

9) 0,467 г этого Ме вытеснили из соляной кислоты 174 $см^3$ водорода при 20 ^{0}С и 100 кПа;

10) 1,444 г этого Ме взаимодействует с хлором, занимающим объѐм 336 $см^3$ при 37 ^{0}С и 98 кПа;

11) 1,98 г Ме взаимодействуют с 0,54 г кислорода;

12) 0,243 г Ме вытеснили из серной кислоты при н. у. 0,224 $дм^3$ водорода;

13) бромид этого Ме содержит 71,1 % брома;

14) при хлорировании 3,46 г Ме получено 8,80 г хлорида;

15) при окислении 0,456 г этого Ме образовалось 1,265 г его оксида;

16) 2,317 г Ме вытесняет 2,638 г меди из раствора сульфата меди (II);

17) для восстановления 0,955 г этого Ме из его оксида потребовалось 0,718 г алюминия;

18) 0,159 г Ме вытеснили всю ртуть из 0,810 г нитрата ртути (II);

19) при взаимодействии с кислотой 1,8 г металла вытесняют 2,24 $дм^3$ водорода, измеренного при нормальных условиях;

20) 0,192 г оксида некоторого Ме содержат 0,064 г кислорода;

21) при сгорании Mg массой 4,8 г образовался оксид массой 8,0 г;

22) массовая доля кальция в хлориде составляет 36,1 %, эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль.

Лабораторная работа «Определение эквивалентной массы металла»

Цель работы: ознакомление с понятием эквивалент вещества и методикой расчета молярной массы эквивалентов по закону эквивалентов.

Выполнение работы. Прибор для определения эквивалента металла (рис. 3.1) состоит из штатива (6), на котором с помощью держателя (7) закреплена бюретка (1), соединенной резиновым шлангом (4) с воронкой большого диаметра (3). Прибор заполнен водой. К бюретке присоединена пробирка (2).

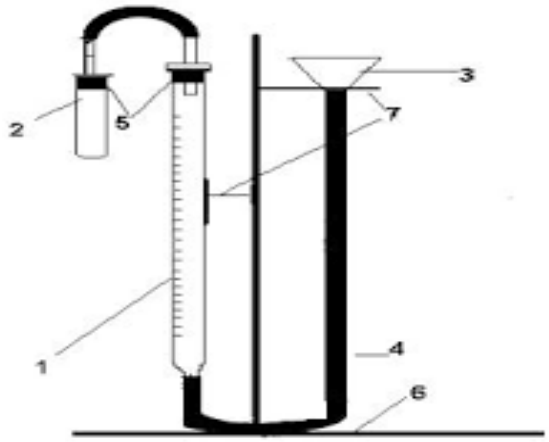


Рисунок 3.1 – Прибор для определения эквивалентной массы металла

Перед выполнением опыта убедитесь в герметичности прибора: плотно присоедините пустую пробирку к пробке (5), соединенной с бюреткой, воронку поднимите на 10–15 см и наблюдайте в течение 1–2 минут за положением уровня воды в бюретке. Если уровень воды остается неизменным, следовательно, прибор герметичен, и можно приступать к выполнению работы.

В пробирку, держа еѐ наклонно, налейте 5–6 см^3 10%-й соляной кислоты так, чтобы одна из внутренних стенок пробирки оставалась сухой. Возьмите навеску металла, предварительно записав ее массу (масса указана в граммах), удалите лишнюю бумагу и, держа пробирку под углом ~45°, опустите навеску на внутреннюю сухую стенку пробирки. С помощью стеклянной палочки подвиньте ее так, чтобы она была на 2–3 см ниже пробки и не касалась кислоты. Не меняя положения пробирки, аккуратно закройте ее пробкой, и еще раз убедитесь в герметичности прибора. Затем установите воронку так, чтобы уровни воды в воронке и бюретке совпали. Отметьте и запишите положение мениска в бюретке (для того, чтобы правильно снять показания, глаз должен находиться на линии касательной к мениску). Отпустите пробирку, металл из упавшей навески быстро реагирует с кислотой, и выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки. После растворения всего металла и остывания реакционной смеси приведите положение воды в бюретке и воронке к одному уровню и отметьте положение мениска в бюретке. Разность двух отсчетов дает объѐм выделившегося водорода V(см^3). Отметьте и запишите показания термометра и барометра во время опыта.

Запись данных опыта и расчеты. Результаты измерений запишите по следующей форме:

масса металла, m, *г;*

начальный уровень воды в бюретке, V_1, *см*^{3}*;*

уровень воды в бюретке после растворения металла, V_2 , *см*^{3}*;*

объѐм выделившегося водорода, $V = V_2 - V_1$, *см*^{3}*;*

температура, *t*, ^oC*;*

абсолютная температура, *T = (t + 273), К;*

атмосферное давление, *P, мм. рт. ст. ;*

давление насыщенного пара при данной температуре, P_{H_2O}, *мм. рт. ст.* (см. табл. 3.1). *;*

парциальное давление водорода, $P_{H_2} = P - P_{H_2O}$, *мм. рт. ст.*

Таблица 3.1 – Давление насыщенного пара при различных температурах

Температура, ^oC	Давление пара, мм. рт. ст.	Температура, ^oC	Давление пара, мм. рт. ст.
10	9,2	20	17,53
15	12,79	21	18,65
16	13,63	22	19,83
17	14,53	23	21,09
18	15,48	24	22,38
19	16,48	25	23,75

Приведите объѐм выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_{H_2} \cdot V}{T} \qquad \textit{отсюда} \qquad V_0 = \frac{P_{H_2} \cdot V \cdot T_0}{T \cdot P_0}$$

где $T_0 = 273$ *К,* $P_0 = 760$ *мм. рт. ст.*

Исходя из закона эквивалентов, определите эквивалентную массу металла:

$$\frac{m}{m_Э} = \frac{V}{V_Э} \qquad \textit{отсюда} \qquad m_Э = \frac{m \cdot V_Э}{V}$$

где $V_Э = 11200$ *см*^{3} – эквивалентный объѐм водорода.

После вычисления эквивалентной массы металла определите относительную ошибку опыта:

$$\Delta_{отн.} = \frac{\left| m_{Этеор.} - m_{Ээксп.} \right|}{m_{Этеор.}} \cdot 100\%$$

ТЕМА 4 КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Сложные неорганические соединения по своим функциональным признакам подразделяются на 4 основные класса: оксиды, кислоты, основания, соли.

4.1 Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород в степени окисления **(-2).**

Общая формула оксидов: $\mathbf{Э_mO_n}$,

где *m* – число атомов элемента, *n* – число атомов кислорода.

В оксидах атомы кислорода связаны не друг с другом, а с другим элементом. Оксиды образуют все химические элементы, кроме гелия He, неона Ne, аргона Ar. По своим химическим свойствам оксиды делятся на две группы:

а) несолеобразующие оксиды; *б*) *солеобразующие оксиды*.

Рассмотрим с учетом примеров обе эти группы представителей оксидов:

А. Несолеобразующие оксиды – это оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами и основаниями. Их немного. Запомните четыре несолеобразующих оксида:

- оксид азота (I) N_2O;
- оксид азота (II) NO;
- оксид углерода (II) CO;
- оксид кремния (II) SiO.

Иногда их называют безразличными или индифферентными.

Б. Солеобразующие оксиды – это оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами и основаниями. Их подразделяют на: основные, амфотерные и кислотные.

✓ ***Основные оксиды*** – образованы типичными металлами и металлическими элементами в низкой степени окисления (+1) и (+2).

Их гидраты являются основаниями. Это твѐрдые вещества.

Например, K_2O, CaO, FeO, MnO.

Оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba, Ra), взаимодействуя с водой, образуют щѐлочи. Это растворимые в воде основания. Например:

$$K_2O + 2H_2O \rightarrow 2KOH$$
$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

Остальные оксиды с водой практически не взаимодействуют.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:

$$MgO + 2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$$
$$Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Взаимодействие *основных оксидов* с *кислотными* также приводит к образованию соли:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$
$$Na_2O + SO_2 \rightarrow Na_2SO_3$$

✓ ***Амфотерные оксиды*** – образуют металлы главных и побочных подгрупп со степенями окисления (+3) и (+4) (Al, Cr, Mn, Sn, Pb) – Al_2O_3, MnO_2, PbO_2, а также в виде исключения со степенью окисления (+2) – ZnO, PbO, SnO, BeO, CdO, которые в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства, т. е. обладают двойственным характером.

Например: $Zn(OH)_2 \leftarrow ZnO \rightarrow H_2ZnO_2$

$Al(OH)_3 \leftarrow Al_2O_3 \rightarrow HAlO_2$

Амфотерные оксиды, реагируя и с кислотами, и со щелочами, образуют соль и воду.

$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$
$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$
$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$
$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$$

При сплавлении Al_2O_3 со щелочами, карбонатами щелочных металлов образуются метаалюминаты (безводные алюминаты):

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaAlO_2 + CO_2$$
$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

Амфотерный оксид + кислотный оксид → соль

$$ZnO + CO_2 \rightarrow ZnCO_3$$

Амфотерный оксид + основный оксид = соль (при сплавлении)

$$ZnO + Na_2O \rightarrow Na_2ZnO_2$$
$$Al_2O_3 + K_2O \rightarrow 2KAlO_2$$
$$Cr_2O_3 + CaO \rightarrow Ca(CrO_2)_2$$

Амфотерные оксиды непосредственно с водой не соединяются.

✓ ***Кислотные оксиды*** – образуют неметаллы, а также металлы со

степенью окисления больше, чем (+4).

Например, CO_2, Mn_2O_7, SO_3, Cl_2O_7, P_2O_5 – *кислотные оксиды*, им соответствуют кислоты H_2CO_3, $HMnO_4$, H_2SO_4, $HClO_4$, H_3PO_4 и т. д. Валентность элемента в кислотном оксиде и кислоте совпадает.

Большинство *кислотных оксидов* взаимодействуют с водой с образованием кислот. Например:

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$
$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду:

$$CO_2 + Ca\,(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$
$$P_2O_5 + 6NaOH \rightarrow 2Na_3PO_4 + 3H_2O$$

Кислотные оксиды образуют соль в реакциях с основными оксидами:

$$Na_2O + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$$
$$K_2O + SO_2 \rightarrow K_2SO_3$$

Получение оксидов

1. Непосредственное соединение металла или неметалла с кислородом (при различных условиях), например:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$$

2. Горение сложных веществ, например:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

3. Разложение при нагревании сложных кислородных соединений: карбонатов, нитратов, гидроксидов или кислот, например:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$$
$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2 + O_2$$
$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

4.2 Кислоты

Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

Кислотные остатки могут быть либо простыми (состоящими из одного атома, как в соляной кислоте), либо сложными (как в азотной и серной кислоте). Они обладают определѐнной валентностью, которая определяется числом атомов водорода, замещаемых в молекуле кислоты на металл.

Кислоты являются гидратами кислотных оксидов. Они делятся:

1. По составу: на *бескислородные* и *кислородосодержащие*.

2. По основности (это число атомов водорода в их составе, которое может замещаться на атомы металлы): *одноосновные, двухосновные и многоосновные.*

3. По степени диссоциации (сила кислот): *сильные* (HCl, HNO_3, H_2SO_4), *средние* (H_3PO_4), *слабые* (H_2CO_3, H_2S, H_2SO_3, H_2SiO_3). Самая сильная из кислот – хлорная $HClO_4$.

Формулы и названия важных кислот приведены в таблице 4.1.

Таблица 4.1– Формулы, названия важных кислот и кислотных остатков

Формула	Название кислоты	Название кислотного остатка
1	2	3
HF	Фтороводород плавиковая	Фторид
HCl	Хлороводород соляная	Хлорид
HBr	Бромоводород	Бромид
HI	Йодоводород	Йодид
H_2S	Сероводород	Сульфид
HCN	Циановодородная	Цианид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Фосфат
H_3AsO_4	Мышьяковая	Арсенат
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Дихромовая	Дихромат
$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганат
$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлорит
$HClO_2$	Хлористая	Хлорит
$HClO_3$	Хлорноватая	Хлорат

Окончание таблицы 4.1

1	2	3
$HClO_4$	Хлорная	Перхлорат
HCOOH	Метановая, муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Этановая, уксусная	Ацетат
$H_2C_2O_4$	Этандиовая, щавелевая	Оксалат

Химические свойства кислот

Химические свойства кислот определяются присутствием в их растворах ионов водорода:

1. Кислоты окрашивают лакмус в красный цвет.

2. Кислоты реагируют с металлами. Взаимодействие кислот с металлами зависит от концентрации кислоты и активности металла.

Ряд активности металлов или его называют еще ***электрохимическим рядом напряжений металлов*** **(ряд Бекетова):**

Водород как бы разделяет две группы металлов. Те металлы, химические

K Na Ba Ca Mg Al Zn Fe Sn Pb (H) Cu Hg Ag Au Pt

знаки которых находятся левее знака водорода в этом ряду, могут взаимодействовать с кислотами (кроме азотной и концентрированной серной кислот), вытесняя из них водород. Металлы, расположенные правее знака водорода, из кислот его не вытесняют.

А. Разбавленные кислоты (кроме HNO_3) реагируют с металлами, которые стоят в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, при этом образуется соль и выделяется водород. Например:

$$Fe + H_2SO_4 \text{ (разб.)} \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

Б. H_2SO_4 (конц.) при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется, с тяжѐлыми металлами (плотность $\rho > 5$ г/см^3) образуется газ SO_2 (сернистый), с более активными (лѐгкими, $\rho \leq 5$ г/см^3) металлами – H_2S (сероводород).

$$Cu \text{ (неакт.)} + 2H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$8Na \text{ (акт.)} + 5H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow 4Na_2SO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$$

В. HNO_3 (конц.) – с щелочными и щелочноземельными металлами образует газ N_2O – оксид азота (I), с другими тяжѐлыми металлами NO_2 – оксид азота (IV), холодная HNO_3 не реагирует с Fe, Al, Cr, Pt, Au:

$$4Ca + 10HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow 4Ca(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + 5H_2O$$
$$Cu + 4HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

Г. HNO_3 (разб.) с активными металлами, а также с Zn, Fe, Sn взаимодействует с выделением газа аммиака NH_3 или с образованием соли аммония; с тяжѐлыми металлами образует газ NO – оксид азота (II):

$$4Ca + 10HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$
$$3Cu + 8HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

Д. H_2CO_3, H_2SO_3, CH_3COOH – кислоты слабые, взаимодействуют только с активными металлами:

$$2CH_3COOH + Mg \rightarrow Mg\,(CH_3COO)_2 + H_2\uparrow$$

3. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:

$$6HCl + Al_2O_3 \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$
$$H_2SO_4 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

4. Кислоты взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду (реакция нейтрализации):

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

5. При взаимодействии кислот с солями необходимо учитывать, в каком агрегатном состоянии находится соль. Реакция с растворами солей протекает в том случае, если выпадает осадок или выделяется газ:

$$H_2SO_4 + Ba(NO_3)_{2(р\text{-}р)} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$$

Для реакции с твѐрдыми солями берут соль менее сильной кислоты:

$$2HCl + K_2CO_3 \text{ (тв.)} \rightarrow 2KCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

Получение кислот

1. Кислородсодержащие кислоты можно получить взаимодействием кислотных оксидов с водой:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

2. Бескислородные кислоты можно получить растворением в воде продуктов взаимодействия неметаллов с водородом:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$
$$H_2 + S \rightarrow H_2S$$

3. Реакциями обмена соли с другой кислотой

$$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HNO_3$$

в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow H_2SiO_3 + 2NaCl$$
$$2NaCl\ (тв.) + H_2SO_4\ (конц.) \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

4.3 Основания

Основания (или гидроксиды) – сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксогрупп. Гидроксид аммония NH_4OH также относится к этой группе веществ.

- Количество гидроксогрупп в составе оснований соответствует валентности атомов металлов, так как гидроксогруппа – одновалентна.
- Общая формула оснований выражается в виде $\mathbf{Me(OH)_n}$, где *Me* – атом или группа атомов с положительным зарядом, *n* – их валентность, OH^- – гидроксид-ион.

По растворимости в воде основания делятся на *растворимые* и *нерастворимые.*

Растворимые в воде основания называются **щелочами.**

Их образуют металлы I группы главной подгруппы (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH) и металлы II группы главной подгруппы, начиная с кальция $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ra(OH)_2$

Химические свойства оснований

1. Растворимые в воде основания изменяют окраску многих индикаторов. Лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый, метиловый – оранжевый – желтый.
2. Щѐлочи реагируют с растворами солей:

$$Pb(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_3 + Pb(OH)_2$$

3. Щѐлочи могут взаимодействовать с некоторыми простыми веществами:

$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$$

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

тетрагидроксоалюминат натрия

4. Растворимые и нерастворимые в воде основания реагируют с кислотами и кислотными оксидами, образуя соль и воду:

$$2NaOH + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

$$Fe(OH)_2 + SO_2 \rightarrow FeSO_3 + H_2O$$

5. Нерастворимые основания подвергаются термическому разложению:

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$$

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

6. Некоторые основания в водных растворах реагируют и как кислоты, и как основания, т. е. проявляют амфотерные свойства. В водных растворах таких веществ существуют вместе два противоположных носителя: кислых свойств – ионы водорода и основных свойств – гидроксид-ионы.

$$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$$

$$H_2ZnO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

7. Взаимодействие с кислотами – ***реакция нейтрализации***. Слово «нейтрализация» обычно означает «обезвреживание» одного вещества другим.

$$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$$

Получение оснований

1. Взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

2. Взаимодействием оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

$$Na_2O + H_2O \rightarrow NaOH$$

3. Электролиз водных растворов солей

$$2NaCl + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

4. Малорастворимые в воде основания получают только косвенным путѐм, а именно, действием щелочей на водные растворы соответствующих солей:

$$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$
$$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

4.4 Соли

Соли – сложные вещества, состоящие из ионов металла (или аммония NH_4^+) и кислотного остатка. В зависимости от способа образования и строения соли делят на следующие подклассы: *средние (нормальные), кислые, основные, смешанные, двойные и комплексные.*

- **Средние** или **нормальные соли –** это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на ионы металла.

Например, KNO_3 – нитрат калия, $FeSO_4$ – сульфат железа (II), $Fe_2(SO_4)_3$ – сульфат железа (III), NaCl – хлорид натрия, Na_3PO_4 – фосфат натрия, $Al_2(SO_4)_3$ – сульфат алюминия.

- **Кислые соли –** это продукты неполного замещения атома водорода в молекуле кислоты на ионы металла.

В отличие от одноосновных кислот, двухосновные кислоты образуют кислую соль. Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки «гидро», а если необходимо, то с соответствующими числительными: например: от H_2SO_4 – $NaHSO_4$ – гидросульфат натрия; от H_2S – $Mg(HS)_2$ – гидросульфид магния. Трѐхосновные кислоты дают две кислые соли: от H_3PO_4 – $CaHPO_4$ – гидрофосфат кальция, $Ca(H_2PO_4)_2$ – дигидрофосфат кальция, KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия.

- **Основные соли –** это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на ионы кислотных остатков.

Такие соли образуются при неполной нейтрализации оснований кислотой. Названия основных солей образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей средней соли приставки «гидроксо», например, у $Al(OH)_3$ последовательно замещается одна, две группы и получаются основные соли: $Al(OH)_2Cl$ – дигидроксохлорид алюминия, $AlOHCl_2$ – гидроксохлорид алюминия.

● **Смешанные соли –** состоят из одного и того же катиона и анионов различных кислот.

Например: $BaClNO_3$ – хлорид-нитрат бария, $CaCl(OCl)$ – хлорид-гипохлорит кальция.

● **Двойные соли –** это такие соли, в которых с ионом кислотного остатка связаны ионы разных металлов.

Например: $KAl(SO_4)_2$ – сульфат алюминия, калия, $NH_4Fe(SO_4)_2$ – сульфат аммония, железа (II).

● **Комплексные соли –** это такие соли, в которых хотя бы одна связь образована по донорно-акцепторному механизму**.**

Они содержат центральный атом – комплексообразователь. Центральными атомами обычно служат ионы металлов больших периодов (Co, Ni, Pt, Hg, Ag, Cu), координирующие вокруг себя определѐнное число противоположно заряженных ионов или полярных молекул, называемые лигандами. Типичными лигандами являются OH^-, CN^-, NH_3, CO, H_2O; они связаны с центральным атомом донорно-акцепторной связью. Условно к ним можно отнести все соли аммония, гексацианоферрат (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$, тривиальное название – красная кровяная соль, а также гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ – жѐлтая кровяная соль и др.

Химические свойства солей

Соли, являясь химически активными веществами, подвергаются различным превращениям:

1. Реагируют с металлами, образуя новую соль и металл. Металлы, стоящие в ряду активности левее предыдущего вытесняют последующие из растворов их солей

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$$

2. Реагируют с кислотами, образуя новую кислоту и соль – среднюю или кислую:

$$PbCl_2 + H_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2HCl$$
$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$$

3. Реагируют со щелочами, образуя новую соль и новое основание, или основную соль:

$$Zn(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$$
$$Zn(NO_3)_2 + NaOH \rightarrow ZnOHNO_3 + NaNO_3$$

4. Многие соли взаимодействуют между собой:

$$CaCl_2 + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KCl$$

5. Некоторые соли при нагревании разлагаются:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

6. Некоторые соли способны реагировать с водой и образовывать кристаллогидраты, т. е. такие соли, которые содержат в кристаллической решѐтке определѐнное число молекул воды, которая называется кристаллизационной:

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \bullet 5H_2O$$ (*медный купорос*)

$$CaSO_4 + 2H_2O \rightarrow CaSO_4 \bullet 2H_2O$$ (*гипс*)

$$Na_2SO_4 + 10H_2O \rightarrow Na_2SO_4 \bullet 10H_2O$$ (*глауберова соль*)

Получение солей

1. Взаимодействие металла с кислотой:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$
$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

2. Взаимодействие металла с неметаллом:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

3. Взаимодействие кислоты с основанием:

$$2HCl + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$$

4. Взаимодействие кислотных оксидов со щѐлочами:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$
$$P_2O_5 + 6KOH \rightarrow 2K_3PO_4 + 3H_2O$$

5. Взаимодействие основных и кислотных оксидов между собой:

$$Na_2O + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$$

Между простыми веществами и классами неорганических соединений существует генетическая связь, т. е. возможность их взаимного перехода. Это наглядно можно выразить следующей схемой (рис. 4.1):

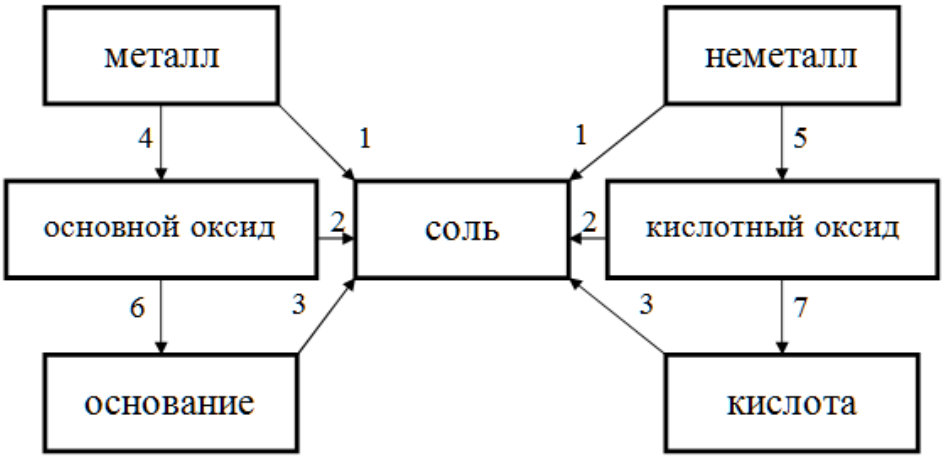


Рисунок 4.1 – Генетическая связь между классами неорганических соединений

Примеры:

1. Металл + неметалл → соль

$$Hg + S \rightarrow HgS$$
$$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$$

2. Основной оксид + кислотный оксид → соль

$$Li_2O + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3$$
$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

3. Основание + кислота → соль + вода

$$Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$

4. Металл + кислород → основной оксид

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$
$$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$$

5. Неметалл + кислород → кислотный оксид

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$
$$4As + 5O_2 \rightarrow 2As_2O_5$$

6. Основной оксид + вода → основание

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$
$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

7. Кислотный оксид + вода → кислота

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Получение средних солей

1. Взаимодействие металла с неметаллом:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

2. Взаимодействие кислот с металлами. Разбавленные кислоты, кроме азотной, взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$$

3. Взаимодействие металла с солями. Более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$$

4. Взаимодействие основного и кислотного оксидов:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$

5. Взаимодействие кислоты и гидроксида (реакция нейтрализации):

$$H_2SO_4 + Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$$

6. Взаимодействие солей между собой. До начала реакции обе соли должны быть растворимы в воде, а после – одна из солей должна быть в осадке, т. е. не растворима:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

7. Взаимодействие основного оксида с кислотой:

$$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$$

8. Взаимодействие щѐлочи с кислотным оксидом:

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

9. Взаимодействие солей со щелочами:

$$CuSO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$

10. Взаимодействие солей с кислотами:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Получение кислых солей

1. Взаимодействие основания с избытком кислоты:

$$NaOH + H_2SO_3 \rightarrow NaHSO_3 + H_2O$$

2. Взаимодействия средней соли с избытком кислоты:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$$

3. Для перевода кислой соли в среднюю соль, необходимо добавить щѐлочи:

$$NaHSO_3 + NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

Получение основных солей

1. Взаимодействие избытка основания с кислотой:

$$Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow CaOHCl + H_2O$$

2. Взаимодействие недостатка щѐлочи со средней солью:

$$2CoSO_4 + 2NaOH \rightarrow (CoOH)_2SO_4 + Na_2SO_4$$

Получение комплексных солей

1. Реакции солей с лигандами:

$$AgCl + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$$
$$FeCl_3 + 6KCN \rightarrow K_3[Fe(CN)_6] + 3KCl$$

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Назовите следующие соединения и определите к какому классу соединений они относятся?*

Вариант	Соединение	Вариант	Соединение
1	$KAl(SO_4)_2$ K_2O $(CaOH)_2CO_3$	12	$Cr(OH)_3$ $MgOHCl$ $NaCl$
2	Na_4SiO_4 $K_2Cr_2O_7$ $SnSO_4$	13	$NaHCO_3$ K_3PO_4 $LiOH$
3	$AgNO_3$ H_2SO_4 $(FeOH)_2SO_4$	14	$Ba(H_2PO_4)_2$ $(NH_4)_2HPO_4$ CO_2
4	$Na_4P_2O_7$ $CaSO_4{\cdot}2H_2O$ $Mg(OH)_2$	15	HNO_3 LiH_2PO_4 MnO
5	Cr_2O_3 $KMnO_4$ $HClO_4$	16	$Na_2S_2O_3$ SO_2 $Zn(OH)_2$
6	$Fe(NO_3)_3$ H_3BO_3 N_2O_5	17	$[Fe(OH)_2]_2SO_4$ SiO_2 $Pb(OH)_2$
7	Al_2O_3 $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ H_2SiO_3	18	$HOCl$ $Fe(OH)_2$ $Na[AI(OH)_4]$
8	$K_3[Fe(CN)_6]$ NO $Al(OH)_3$	19	Li_2O $Ca(CrO_2)_2$ H_3AsO_4
9	H_2SiO_3 Na_2CO_3 N_2O_5	20	Na_3PO_4 Fe_2O_3 $Ca(H_2PO_4)_2$
10	SO_2 $HMnO_4$ $Ba(NO_3)_2$	21	$MgCl_2$ KOH $NaAIO_2$
11	P_2O_5 HCl NH_4OH	22	H_2S Na_2ZnO_2 KH_2PO_4

Задание 2. *Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме (номер задания соответствует номеру варианта).* ↓→

1) $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow$
$Zn(OH)_2) \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$

2) $NaOH \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow Ca(HSO_3)_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow$
$CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

3) $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow FeI_2$

$\downarrow$ $\downarrow$

Fe_2O_3 $Fe(OH)_3$

4) $P \rightarrow P_2O_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 \rightarrow Ba(H_2PO_4) \rightarrow BaHPO_4$

$\downarrow$ $\downarrow$

NaH_2PO_4 Na_2HPO_4

5) $FeS \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe$

$\downarrow$

Fe_2O_3

6) $CuS \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow X \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Y \rightarrow Cu$

7) $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$

8) $Ba \rightarrow Bao \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2$

$\downarrow$

$Ba(OH)_2 \rightarrow BaO \rightarrow BaCl_2$

9) $Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4$

$\downarrow$ $\downarrow$

$NaCl$ $CuO \rightarrow CuSO_4$

10) $CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow X \rightarrow Cu(OH)_2$

11) $Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_3PO_4$

$\downarrow$ $\downarrow$

$LiOH$ $LiNO_3$

12) $Na \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl$

13) $Cu \rightarrow A \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Б \rightarrow CuSO_4$

14) $Fe(NO_3)_3 \rightarrow A \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

15) $Fe \rightarrow Б \rightarrow Fe(OH)_3$

16) $Fe \rightarrow B \rightarrow Fe(OH)_2$

17) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe \rightarrow Fe_3O_4$
$\downarrow$
$FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

18) $SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2$

19) $S \rightarrow FeS \rightarrow H_2S \rightarrow KHS \rightarrow K_2S \rightarrow CuS$

20) $S \rightarrow FeS \rightarrow H_2S \rightarrow KHS$
$\downarrow$
$SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow CaSO_3$

21) $Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

22) олово→хлорид олова (II)→гидроксохлорид олова (II) →
гидроксид олова (II) →нитрат олова (II)

Лабораторная работа
«Получение оксидов, оснований, кислот и солей»

Цель работы: изучить некоторые способы получения веществ различных классов неорганических соединений. Научиться выделять полученные вещества из смеси.

Опыт 1. ***Получение нерастворимых оснований.***

Выполнение опыта. Подберите из имеющихся в лаборатории реактивов растворы двух солей, которые при взаимодействии со щелочами образуют нерастворимые в воде основания. Получите эти основания, уточнить у преподавателя, какой объем раствора соли нужно взять. Перенесите полученный осадок на гладкий фильтр (почему?), промойте осадок дистиллированной водой, высушите его между листами фильтровальной бумаги. Разделите полученный осадок на две части. Одну часть осадков поместите в фарфоровую чашку и нагреете. Отметьте изменение цвета, там, где оно будет наблюдаться (почему)? Вторую часть осадков используйте для изучения амфотерных свойств оснований.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярной и

ионной форме.

Опыт 2. ***Получение оксидов.***

Выполнение опыта. Положите немного красного фосфора в металлическую ложку для сжигания твердых веществ, зажгите его и быстро внесите в сухую коническую колбу, сразу же прикройте колбу куском картона, или стеклянной пластинкой. После того, как горение фосфора закончится, выньте ложку из колбы и тщательно прокалите ее в пламени горелки (для чего?).

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакций горения фосфора. Оксид фосфора оставьте в колбе для следующего опыта.

Опыт 3. ***Получение кислоты.***

Выполнение опыта.

А. В колбу с оксидом фосфора прилейте 5 $см^3$ дистиллированной воды, закройте колбу пробкой и тщательно взболтайте содержимое. Полученный раствор перелейте в чистую пробирку и докажите наличие кислоты в нем.

Б. Положите в пробирку немного твердого ацетата натрия, смочите его раствором серной кислоты и определите по запаху какое вещество образовалось.

Запись данных опыта. Запишите результаты наблюдений и уравнения химических реакций.

Опыт 4. ***Получение солей.***

Выполнение опыта.

А. *Получение средней соли.*

Из имеющихся реактивов получите сульфат цинка. Реактивы подберите такие, чтобы реакция протекала необратимо и в растворе образовалась бы только одна соль – сульфат цинка. Одну каплю полученного раствора перенесите стеклянной палочкой на предметное стекло. Осторожно выпарите раствор до начала кристаллизации (стекло не должно касаться пламени горелки). Рассмотрите полученные кристаллы.

Б. *Получение основной соли.*

В пробирку с раствором ацетата свинца прилейте немного оксида свинца и нагрейте.

Запись данных опыта. Запишите результаты наблюдений и уравнения химических реакций. Составьте отчет о проделанной работе

ТЕМА 5 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическая кинетика

Различают ***гомогенные*** и ***гетерогенные*** химические реакции:

– ***гомогенные реакции*** протекают в однородной среде во всем объеме системы (это реакции в растворах, в газовой фазе);

– ***гетерогенные реакции*** протекают в неоднородной среде, на границе раздела фаз (горение твердого или жидкого вещества).

*Под **скоростью химической реакции** понимается число элементарных актов взаимодействия в единицу времени в единице объема (если реакция гомогенная) или число элементарных актов взаимодействия в единицу времени на единицу поверхности раздела фаз (если реакция гетерогенная).*

Скорость реакции характеризуют изменением концентрации какого-либо из исходных веществ или конечных продуктов реакции в единицу времени и выражают: для гомогенных реакций – моль/дм^3·с (моль/м^3·с и т. д.), для гетерогенных – моль/см^2·с (моль/м^2·с).

$$v = \pm(C_2 - C_1)/(t_2 - t_1) = \pm\Delta C/\Delta t$$

Скорость химической реакции зависит от:

– природы реагирующих веществ;
– их концентрации;
– температуры протекания процесса;
– присутствия катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется ***законом действующих масс***. Этот закон установлен норвежскими учеными Гульдбергом и Вааге в 1867 г. Он формулируется следующим образом*: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.*

Для химической реакции, протекающей по уравнению, записанному в общем виде: $aA + bB = cC + dD$, математическое выражение закона действующих масс, называемое кинетическим уравнением химической реакции, имеет вид:

$$v = \kappa \times C_A^a \times C_B^b$$

где v – скорость химической реакции; C_A, C_B – молярные концентрации реагентов A и B; a и b – стехиометрические коэффициенты для реагентов A и B, в уравнении реакции; k – коэффициент пропорциональности, называемый **константой скорости химической реакции**.

Физический смысл k становится понятным, если принять $C_A = C_B = 1$ *моль/дм*^{3}, тогда $k = v$ (константа скорости численно равна скорости химической реакции при концентрациях компонентов 1 моль/дм^3), или удельная (единичная) скорость.

Константа скорости химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, присутствия катализатора и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Для гомогенных газовых систем существует прямо пропорциональная зависимость между концентрацией газов и их парциальным давлением, поэтому выражение закона действующих масс можно записать в виде:

$$v = \kappa \times P_A^a \times P_B^b$$

В случае гетерогенных реакций в математическое выражение закона действующих масс входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе. Вещества, находящиеся в твердом состоянии, реагируют лишь на поверхности раздела фаз, которая остается неизменной, поэтому концентрация веществ (поверхностная) постоянна и входит в константу скорости.

Например, для реакции горения угля $C_{(тв.)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$ закон действующих масс запишется так:

$$v = \kappa' \times C_c \times C_{o_2} = \kappa \times C_{o_2},$$

где $\kappa = \kappa' \times C_C$.

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа и уравнением Аррениуса.

Правило Вант-Гоффа: *при увеличении температуры на каждые 10* ^{0}*С скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза.*

Математически это запишется следующим образом:

$$\frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{\kappa_{t+10}}{\kappa_t} = \gamma$$

где v_t и k_t – скорость и константа скорости химической реакции при температуре t; v_{t+10} и k_{t+10} – скорость и константа скорости химической реакции при температуре $t + 10$; γ – *температурный коэффициент скорости химической реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при увеличении температуры на 10* ^{0}*С*; для большинства реакций значения $\gamma = 2 \div 4$.

Функциональная зависимость константы скорости химической реакции (скорости химической реакции) от температуры была установлена шведским ученым Св. Аррениусом (1889 г.). Она выражается уравнением Аррениуса:

$$\kappa = Ae^{-E_A/RT}$$

где A – предэкспоненциальный множитель, $A = p \cdot z$, z – число соударений молекул реагирующих веществ в единице объѐма за единицу времени; p – стерический (вероятностный) фактор, учитывает влияние пространственной ориентации молекул на скорость реакции (или константу скорости). Значения $p = 10^{-9} \div 1$; E_A – энергия активации химической реакции; R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/(моль·К)); T – абсолютная температура.

Энергия активации $\boldsymbol{E_A}$ – один из основных параметров, который характеризует скорость химического взаимодействия. Она зависит от природы реагирующих веществ. Чем больше E_A, тем меньше (при прочих равных условиях) скорость реакции. При повышении температуры число активных частиц сильно возрастает, благодаря чему резко увеличивается скорость реакции.

Вещества, изменяющие скорость химической реакции, называются ***катализаторами*** (вещества, изменяющие скорость химических процессов в живых организмах – ферменты). Катализатор в реакциях не расходуется и в состав конечных продуктов не входит.

Химические реакции, протекающие в присутствии катализатора, называются каталитическими. Различают положительный катализ – в присутствии катализатора скорость химической реакции возрастает – и отрицательный катализ (ингибирование) – в присутствии катализатора (ингибитора) скорость химической реакции замедляется.

Примеры решения задач

Пример 1. *Во сколько раз увеличится скорость гомогенной реакции $2A + B = A_2B$ при увеличении давления в 2 раза?*

По закону действующих масс $\nu_1 = k \cdot C_A^{\,2} \cdot C_B$.

При увеличении давления в 2 раза концентрации веществ А и В также увеличивается в 2 раза, поэтому скорость реакции:

$$\nu_2 = k \cdot (2C_A)^2 \cdot 2C_B = 8 \cdot k \cdot C_A^{\,2} \cdot C_B,$$
$$\nu_2/\nu_1 = 8 \cdot k \cdot C_A^2 \cdot C_B / k \cdot C_A^2 \cdot C_B = 8 \text{ раз}$$

Пример 2. *Как изменится скорость реакции при увеличении температуры с 15 до 40 ºС, если температурный коэффициент равен 2,6:*

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{v_2}{v_1} = 2,6^{\frac{40-15}{10}} = 10,9$$

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Как изменится скорость прямой реакции:*

1) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$ при увеличении объѐма в 2 раза;
2) $CO_{2(г)}+H_{2(г)}\leftrightarrow CO_{(г)}+H_2O_{(г)}$ при увеличении концентрации CO_2 в 3 раза;
3) $C_{(т)} + O_{2(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)}$ при увеличении концентрации кислорода в 5 раз;
4) $CO_{(г)} + Cl_{2(г)}\leftrightarrow COCl_{2(г)}$ при увеличении давления в 4 раза;
5) $CH_{4(г)}+4S_{(т)}\leftrightarrow CS_{2(г)}+2H_2S_{(г)}$ при уменьшении концентрации CH_4 в 4 раза;
6) $2CO_{(г)}+2H_2O_{(г)}+2HCl_{(г)}\leftrightarrow 2CH_3Cl_{(г)}+3O_{2(г)}$ при увеличении давления в 2 раза;
7) $2N_2O_{(г)} + S_{(т)} \leftrightarrow 2N_{2(г)} + SO_{2(г)}$ при уменьшении объѐма в 2 раза;
8) $2NO_{(г)}+O_{2(г)}\leftrightarrow 2NO_{2(г)}$ при увеличении концентраций NO и O_2 в 3 раза;
9) $C_{(т)} + 2N_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}$ при увеличении объѐма в 3 раза;
10) $PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow PCl_{5(г)}$ при уменьшении концентрации Cl_2 в 4 раза;
11) $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)}\leftrightarrow 2SO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$ при увеличении давления в 2 раза;
12) $2SO_{3(г)} \leftrightarrow 2SO_2 + O_2$ при уменьшении концентрации SO_3 в 3 раза;
13) $CS_{2(г)} + 3O_{2(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + 2SO_{2(г)}$ при увеличении давления в 3 раза;
14) $FeO_{(т)} + H_{2(г)} \leftrightarrow Fe_{(т)} + H_2O_{(г)}$ при уменьшении давления в 4 раза;
15) $C_2H_{2(г)}+2H_{2(г)}\leftrightarrow C_2H_{6(г)}+8SO_{2(г)}$ при увеличении концентрации H_2 в 2 раза;
16) $2MgCl_{2(т)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2MgO_{(т)} + 2Cl_{2(г)}$ при уменьшении объѐма в 4 раза;
17) $6HF_{(г)}+N_{2(г)}\leftrightarrow 2NF_{3(г)}+3H_{2(г)}$ при увеличении концентрации HF в 2 раза;
18) $2P_{(т)} + 3Cl_{2(г)} \leftrightarrow 2PCl_{3(г)}$ при увеличении давления в 2 раза;
19) $BaO_{(т)}+CO_{2(г)}\leftrightarrow BaCO_{3(г)}$ при уменьшении концентрации CO_2 в 3 раза;
20) $2O_{2(г)} \leftrightarrow 2O_{3(г)}$ при уменьшении объѐма в 2 раза;
21) $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \leftrightarrow CO_{(г)} + H_2O_{(г)}$ при уменьшении объѐма в 3 раза;
22) $PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow PCl_{5(г)}$ при увеличении концентрации Cl_2 в 3 раза.

Задание 2. *Во сколько раз увеличится (уменьшится) скорость химической реакции при изменении температуры с t_1 до t_2 при указанном значении температурного коэффициента γ:*

Вариант	t_1	t_2	γ
1	20	45	4,0
2	62	27	3,7
3	24	84	2,8
4	35	65	3,5
5	20	80	2,9
6	84	69	2,5
7	92	67	3,3

8	100	40	2,4
9	60	5	3,0
10	21	3	4
11	0	45	2,1
12	70	25	3,1
13	90	110	3,6
14	80	30	2,7
15	50	20	3,4
16	30	90	2,2
17	25	65	2,0
18	33	53	3,9
19	87	117	2,3
20	0	45	3,8
21	45	85	2,4
22	55	15	2

Лабораторная работа
«Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции»

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе.

Опыт 1. ***Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.***

Выполнение опыта. Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + S\downarrow + H_2O$$

Предварительно проделайте качественный опыт, для чего в пробирку внесите 2 см^3 0,15М $Na_2S_2O_3$ и 2 см^3 0,5н H_2SO_4. Наблюдайте появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей в осадок свободной серы.

Для проведения опыта приготовьте в трѐх пробирках равные объѐмы растворов тиосульфата натрия различной концентрации, добавив в две пробирки воду, как указано в таблице.

№ пробы	Объѐм раствора $Na_2S_2O_3$, см^3	Объѐм H_2O, см^3	Объѐм раствора H_2SO_4, см^3	Условная концентрация раствора $Na_2S_2O_3$	Время течения реакции, с	Скорость реакции 1/t, у. е.
1	1	2	1	C		
2	2	1	1	2C		
3	3	-	1	3C		

После добавления поочередно в каждую из трѐх пробирок по 1 см^3 серной кислоты, отметьте по секундомеру время от момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Запись данных опыта. Данные опыта занесите в таблицу.

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Для этого на оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия, а на оси ординат – отвечающие им скорости (в условных единицах).

Запишите выражение закона действия масс для исследуемой реакции и сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Вопросы:

1. Дайте формулировку закона действия масс и объясните, согласуются ли с ним выводы по работе?
2. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?
3. В процессе реакции за 2 минут концентрация вещества уменьшилась с 1,5 до 0,3 моль/дм^3. Вычислите скорость реакции [моль/(л·с)].
4. Напишите математическое выражение закона действия масс для реакций:

а) N_2O_4 (г) $\rightleftarrows$ $2NO_2$ (г)

б) CaO (к) + CO_2 (г) $\rightleftarrows$ $CaCO_3$ (к)

в) $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$

ТЕМА 6 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции, в результате которых хотя бы одно из исходных веществ расходуется полностью, называются ***необратимыми,*** протекающими до конца. В уравнениях таких реакций принято ставить знак «=».

Однако большинство реакций являются ***обратимыми,*** т. е. идущими в двух противоположных направлениях (прямом и обратном). Особенность таких реакций: они не протекают до конца, в системе всегда остается каждое из исходных веществ.

Примеры:

$$2NO + Cl_2 \leftrightarrows 2NOCl;$$
$$H_2 + I_2 \leftrightarrows 2HI;$$
$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrows 2NH_3;$$
$$CO + H_2O \leftrightarrows CO_2 + H_2 \text{ и т. д.}$$

Все обратимые реакции идут до состояния равновесия. Реакция, протекающая в правую сторону (→), – прямая реакция, а в левую сторону (←) – обратная реакция.

Химическим равновесием называют такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции $v^{\rightarrow}$ равна скорости обратной реакции $v^{\leftarrow}$. Равенство $v^{\rightarrow} = v^{\leftarrow}$ является кинетическим условием химического равновесия.

Концентрации исходных веществ (реагирующих веществ) и продуктов реакции, которые устанавливаются при химическом равновесии, называют равновесными.

Допустим, что в гомогенной системе протекает обратимая химическая реакция:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD .$$

В соответствии с законом действия масс:

$$v^{\rightarrow} = k^{\rightarrow} \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$
$$v^{\leftarrow} = k^{\leftarrow} \cdot [C]^c \cdot [D]^d.$$

В состоянии химического равновесия $v^{\rightarrow} = v^{\leftarrow}$ или

$$k^{\rightarrow} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k^{\leftarrow} \cdot [C]^c \cdot [D]^d.$$

После преобразования:

$$\frac{k^{\rightarrow}}{k^{\leftarrow}} = \frac{[C]^c}{[A]^a}\frac{[D]^d}{[B]^b} = K,$$

где K – константа равновесия химической реакции.

Закон действия масс для обратимых химических процессов формулируется следующим образом: *отношение произведения равновесных молярных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных молярных концентраций исходных веществ, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов, при данной температуре равно постоянной величине, называемой константой химического равновесия.*

Константа равновесия равна отношению констант скоростей прямой и обратной реакций. Она показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции, если концентрации каждого из реагирующих веществ равны 1 моль/дм^3.

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока постоянны параметры, при которых оно установилось. При изменении условий равновесие нарушается. Через некоторое время в системе вновь наступает равновесие, характеризующееся новым равенством скоростей и новыми равновесными концентрациями всех веществ. *Процесс перехода системы от одного равновесного состояния к другому называется* **смещением** или сдвигом химического равновесия.

Равновесие смещается в ту или иную сторону потому, что изменение условий по-разному влияет на скорости прямой и обратной реакций. Равновесие смещается в сторону той реакции, скорость которой при нарушении равновесия становится больше. Например, если при изменении внешних условий равновесие нарушается так, что скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции ($v^{\rightarrow} > v^{\leftarrow}$), то равновесие смещается вправо.

В общем случае направление смещения равновесия определяется **принципом Ле Шателье:** *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое ослабляет эффект внешнего воздействия.*

Смещение равновесия может быть вызвано:

– изменением температуры;

– изменением концентрации одного из реагентов;

– изменением давления.

Изменение температуры. Повышение температуры вызывает увеличение константы скорости эндотермического процесса ($\Delta H^0_T > 0$) и уменьшение константы скорости экзотермического процесса ($\Delta H^0_T < 0$), следовательно, при повышении температуры равновесие смещается в сторону протекания эндотермической реакции, а при понижении температуры – экзотермической реакции.

Например: $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$ ΔH^0_T = -92,4 кДж,

т. е. прямой процесс экзотермический, следовательно, при увеличении температуры равновесие сместится влево (в сторону протекания обратной реакции).

Изменение концентрации. При увеличении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону расхода этого вещества, а уменьшение концентрации какого-либо вещества смещает равновесие в сторону его образования.

Например, для реакции $2HCl_{(г)} \leftrightarrow H_{2(г)} + Cl_{2(г)}$ увеличение концентрации хлороводорода приводит к смещению равновесия вправо (в сторону протекания прямой реакции). Этот же результат можно получить при уменьшении концентрации водорода или хлора.

Изменение давления. Если в реакции участвует несколько газообразных веществ, то при повышении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего количества молей газообразных веществ в газовой смеси и, соответственно, в сторону уменьшения давления в системе. Наоборот, при понижении давления равновесие смещается в сторону образования большего количества молей газа, что вызывает увеличение давления в системе.

Пример:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}.$$

$$1\ моль + 3\ моль \leftrightarrow 2\ моль$$

При увеличении давления в системе равновесие данной реакции смещается вправо (в сторону протекания прямой реакции).

Если в прямой и обратной реакциях участвует одинаковое количество молей газообразных веществ, то изменение давления не вызывает смещения химического равновесия.

Катализатор на смещение равновесия влияния не оказывает, он только ускоряет наступление химического равновесия.

Примеры решения задач

Пример 1. *В системе* $A_{(г)} + 2B_{(г)} \leftrightarrows C_{(г)}$ *равновесные концентрации равны (моль/дм*^{3}*): [A] = 0,6; [B] = 1,2; [C] = 2,16. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ A и B.*

Решение. Константа равновесия этой реакции выражается уравнением: $K = [C] / [A] \cdot [B]^2$.

Подставляя в него данные из условия задачи, получаем:

$$K = 2,16 / 0,6 \cdot 1,22 = 2,5.$$

Для нахождения исходных концентраций веществ А и В учтем, что согласно уравнению реакции из 1 моля вещества А и 2 молей вещества В образуется 1 моль вещества С. Поскольку по условию задачи в каждом дм^3 системы образовалось 2,16 моля вещества С, то при этом было израсходовано

2,16 моля вещества А и 2,16 · 2 = 4,32 моля вещества В. Таким образом, искомые исходные концентрации равны:

$$[A]исх = 0,6 + 2,16 = 2,76 \text{ моль/дм}^3;$$
$$[B]исх = 1,2 + 4,32 = 5,52 \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 2. *В каком направлении сместится равновесие в системах: а)* $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrows COCl_{2(г)}$; *б)* $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrows 2HI_{(г)}$, *если при неизменной температуре увеличить давление путем уменьшения объема газовой смеси?*

Решение: а) протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов, т. е. к уменьшению давления в системе. Поэтому, согласно принципу Ле Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции;

б) протекание реакции не сопровождается изменением числа молей газов и не проводит, следовательно, к изменению давления. В этом случае изменение давления не вызывает смещения равновесия.

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Константа равновесия реакции:* $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrows 2NH_{3(г)}$ *равна 0,1. Равновесные концентрации (моль/дм*^{3}*) водорода и аммиака равны 0,6 и 0,2 соответственно. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота.*

Задание 2. *Составьте выражения для константы равновесия и на основании принципа Ле Шателье предложите способы увеличения выхода продуктов реакции путѐм изменения параметров p, T и C.*

1) $SO_{3(г)} + NO_{(г)} \leftrightarrows SO_{2(г)} + NO_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
2) $C_{(т)} + CO_{2(г)} \leftrightarrows 2CO_{(г)}$, $\Delta H^o > 0$
3) $C_{(т)} + 2Cl_{2(г)} \leftrightarrows CCl_{4(г)}$, $\Delta H^o < 0$
4) $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrows 2HI_{(г)}$, $\Delta H^o > 0$
5) $6HF_{(г)} + N_{2(г)} \leftrightarrows 2NF_{3(г)} + 3H_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
6) $2O_{3(г)} \leftrightarrows 3O_{2(г)}$, $\Delta H^o < 0$
7) $I_{2(г)} + 5CO_{2(г)} \leftrightarrows I_2O_{5(т)} + 5CO_{(г)}$, $\Delta H^o > 0$
8) $C_{(т)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrows CO_{(г)} + H_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
9) $2NOCl_{(г)} + Br_{2(г)} \leftrightarrows 2NOBr_{(г)} + Cl_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
10) $CO_{(г)} + 2H_{2(г)} \leftrightarrows CH_3OH_{(г)}$, $\Delta H^o < 0$
11) $N_2O_{4(г)} \leftrightarrows 2NO_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
12) $8H_2S_{(г)} + 8I_{2(г)} \leftrightarrows S_{8(г)} + 16HI_{(г)}$, $\Delta H^o > 0$
13) $PCl_{5(г)} \leftrightarrows PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
14) $CO_{2(г)} + 2SO_{3(г)} \leftrightarrows CS_{2(г)} + 4O_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$

15) $2CuO_{(т)} + CO_{2(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrows (CuOH)_2CO_{3(т)}$, $\Delta H^o < 0$
16) $2CO_{(г)} \leftrightarrows 2C_{(т)} + O_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
17) $2N_2O_{(г)} + S_{(т)} \leftrightarrows 2H_{2(г)} + SO_{2(г)}$, $\Delta H^o < 0$
18) $4HCl_{(г)} + O_{2(т)} \leftrightarrows 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$, $\Delta H^o < 0$
19) $C_{(т)} + 2N_2O_{(г)} \leftrightarrows CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}$, $\Delta H^o < 0$
20) $4H_2O_{(г)} + 3Fe_{(т)} \leftrightarrows Fe_3O_{4(т)} + 4H_{2(г)}$, $\Delta H^o > 0$
21) $CaCO_{3(т)} \leftrightarrows CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$; $\Delta H^o > 0$
22) $2SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2SO_3$, $\Delta H^o < 0$

Лабораторная работа

«Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия»

Цель работы: изучить влияние концентрации на состояние равновесия.

Опыт 1. ***Влияние концентрации веществ на состояние равновесия.***

Выполнение опыта. В небольшой колбе смешайте по 10 см^3 разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Полученный раствор разлить в четыре пробирки, находящиеся в штативе. Одну пробирку сохранить в качестве контрольной для сравнения результатов опыта. В одну из пробирок добавьте насыщенный раствор хлорида железа, в другую – кристаллы роданида калия, в третью – кристаллы хлорида калия. Размешайте растворы во всех пробирках и отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае (сравните с раствором в контрольной пробирке).

Запись данных опыта. В растворе протекает обратимая реакция:

$$FeCl_3 + 3\ KCNS \leftrightarrows Fe(CNS)_3 + 3\ KCl.$$

Запишите свои наблюдения в форме таблицы.

Номер пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (→, ←, ↔)
1			
2			
3			

Роданид железа придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации роданида железа, т. е. о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Напишите выражение константы равновесия данной реакции через константы скорости прямой и обратной реакции и через равновесные концентрации продуктов и исходных веществ.

Зависит ли численное значение константы равновесия от концентрации реагирующих веществ?

В каком направлении смещается равновесие при добавлении исходных веществ и продуктов реакции? Сформулируйте принцип Ле Шателье.

Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

ТЕМА 7 РАСТВОРЫ

Раствор – гомогенная система, имеющая переменный состав и состоящая из двух и более компонентов. Раствор состоит из растворителя и растворенного вещества. Растворителем принято считать вещество, агрегатное состояние которого в процессе образования раствора не меняется. При одинаковом агрегатном состоянии всех компонентов раствора растворителем считают то вещество, концентрация которого выше.

Растворы могут существовать в любом агрегатном состоянии – твѐрдом, жидком или газообразном.

Растворимость данного вещества – это его способность образовывать растворы с другими веществами.

Количественно *растворимость* газа, жидкости или твѐрдого тела измеряется концентрацией их насыщенного раствора при данной температуре. Обычно растворимость выражается массой растворенного вещества, приходящейся на 100 г воды. Эта величина называется *коэффициент растворимости*.

Содержание растворѐнного вещества в *насыщенном* растворе равно, в *ненасыщенном* растворе меньше и *пересыщенном* больше его растворимости при данной температуре. Растворимость веществ зависит от условий растворения: температуры и давления.

Растворимость твердых веществ, при повышении температуры, увеличивается, если процесс растворения эндотермический. Если же процесс растворения экзотермический, то в этом случае повышение температуры приведет к уменьшению растворимости вещества.

Растворимость газов при повышении температуры уменьшается, а при повышении давления увеличивается.

Важной характеристикой любого раствора является его состав, который выражается концентрацией.

Массовая доля (ω) или процентная концентрация – *отношение массы растворѐнного вещества к массе раствора:*

$$\omega = \frac{m_{в\text{-}ва}}{m_{р\text{-}ра}} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{m_{в\text{-}ва}}{m_{р\text{-}ра}} \cdot 100\%$$

Для вычисления массы раствора (в зависимости от условий задачи) применяют формулы:

$$m_{р\text{-}ра} = m_{(в\text{-}ва)} + m_{(растворителя)} \quad \text{и} \quad m_{(р\text{-}ра)} = V_{(р\text{-}ра)} \cdot \rho$$

Массовую долю растворѐнного вещества $w_{(B)}$ (устаревшее название – процентная концентрация) обычно выражают в долях единицы или в процентах.

Например, массовая доля растворѐнного вещества – хлорида кальция в воде равна 0,06 или 6 %. Это означает, что в растворе $CaCl_2$ массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

Запись ω(NaCl) = 10% означает, что в 100 г раствора содержится 10 г соли NaCl.

Молярная концентрация (C_M) – *отношение количества вещества к объѐму раствора:*

$$C_M = \frac{n}{V_{(р)}} = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}$$

где m – масса растворенного вещества, г; M – молярная масса растворенного вещества, г/моль; V – объѐм раствора, см^3.

Например, раствор карбоната натрия с $C_M(Na_2CO_3)$ = 0,1 моль/дм^3 обозначают так же, как 0,1М Na_2CO_3.

Запись $C_M(H_2SO_4)$ = 0,1 моль/дм^3 или 0,1М раствор H_2SO_4 означает, что в 1 дм^3 раствора содержится 0,1 моль безводной серной кислоты.

Молярная концентрация эквивалента или нормальная концентрация (Сн) – *отношение количества эквивалентов данного вещества к объѐму раствора*. Она также выражается в *моль/дм^3*.

$$Сн = \frac{m \cdot 1000}{m_э \cdot V}$$

где m – масса растворенного вещества, г; $m_э$ – эквивалентная масса вещества, г/моль; V – объѐм раствора, см^3.

Для записи концентрации таких растворов используют сокращения «н» или «N». Например, раствор, содержащий 0,1 моль/дм^3, называют децинормальным и записывают как 0,1н.

Моляльная концентрация *(C_m,) выражается количеством молей растворѐнного вещества в 1000 г растворителя.*

$$C_m = \frac{m_{в-ва} \cdot 1000}{M_{в-ва} \cdot m_{растворителя}}$$

Единица моляльности – *моль/кг*.

Мольная доля N(x) *– отношение числа молей данного компонента к общему числу молей всех компонентов в системе.*

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Неэлектролитами называются вещества, растворы которых не проводят электрический ток. Неэлектролиты – это вещества с неполярной или малополярной ковалентной связью, в растворах они находятся в виде молекул.

Разбавленные растворы неэлектролитов проявляют коллигативные свойства, то есть такие свойства и закономерности, которые зависят только от количества частиц в растворе (концентрации) и не зависят от природы этих частиц.

Закон Рауля: *относительное понижение давления пара растворителя над раствором нелетучего неэлектролита равно мольной доле растворенного вещества:*

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

где P – давление насыщенного пара растворителя над раствором (атм; Па; мм. рт. ст.); P_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем (атм; Па; мм. рт. ст.); n_2 – количество растворенного вещества (моль); n_1 – количество растворителя (моль).

Разность температур кристаллизации растворителя и раствора $\Delta t_{кр.}$ можно рассчитать по одному из следствий из закона Рауля.

Понижение температуры кристаллизации раствора по сравнению с растворителем прямо пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{кр} = K \cdot C_m,$$

где K – криоскопическая постоянная растворителя (К·кг/моль); C_m – моляльная концентрация раствора (моль/кг).

Другое следствие из закона Рауля позволяет рассчитать повышение температуры кипения раствора по сравнению с растворителем $\Delta t_{кип.}$.

Повышение температуры кипения раствора по сравнению с растворителем прямо пропорционально моляльной концентрации раствора:

$$\Delta t_{кип} = E \cdot C_m,$$

где E – эбуллиоскопическая постоянная растворителя (К·кг/моль).

Значения констант K и E определяются исключительно природой растворителя.

Следствия из закона Рауля позволяют также решить и обратную задачу: зная величину $\Delta t_{кип.}$ (или $\Delta t_{кр.}$), можно рассчитать молярную массу растворенного вещества М.

Процесс преимущественно одностороннего проникновения молекул растворителя через полупроницаемую мембрану называют **осмосом.**

Дополнительное гидростатическое давление, при котором осмос прекращается, называют **осмотическим давлением.**

Изучая осмотические явления, **Вант-Гофф** установил их полную аналогию с законами поведения идеальных газов.

Закон Вант-Гоффа: *осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре:*

$$P_{осм} = R \cdot T \cdot C_M$$

где C_M – молярная концентрация раствора, моль/дм^3; R – газовая постоянная (8,31 Дж/(моль·К); 0,082 л·атм/(моль·К)); T – абсолютная температура (К).

Электролиты *– вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток (соли, основания, кислоты, некоторые оксиды).*

Электролитическая диссоциация – *распад молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя.*

Кислоты – электролиты, при диссоциации которых из катионов образуются только катионы водорода:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

$$H_2SO_3 \leftrightarrows H^+ + HSO_3^- \text{ (I ступень)}$$
$$HSO_3^- \leftrightarrows H^+ + SO_3^{2-} \text{ (II ступень)}$$

Основания – электролиты, при диссоциации которых из анионов образуются только анионы гидроксильных групп:

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

$$Mg(OH)_2 \leftrightarrows MgOH^+ + OH^- \text{ (I ступень)}$$
$$MgOH^+ \leftrightarrows Mg^{2+} + OH^- \text{ (II ступень)}$$

Средние соли – электролиты, диссоциирующие на катионы металла (или катионы аммония) и анионы кислотных остатков:

$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$$
$$(NH_4)_2S \rightarrow 2NH_4^+ + S^{2-}$$

Кислые соли образуют при диссоциации два вида катионов (катионы металла (или аммония) и катионы водорода) и анионы кислотных остатков:

$$NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$$
$$HCO_3^- \leftrightarrows H^+ + CO_3^{2-}$$

Основные соли диссоциируют с образованием катионов металла и двух видов анионов: гидроксогрупп и кислотных остатков:

$$(MgOH)_2SO_4 \leftrightarrows 2MgOH^+ + SO_4^{2-}$$
$$MgOH^+ \leftrightarrows Mg^{2+} + OH^-$$

Степень диссоциации – отношение числа продиссоциированных молекул (N) к общему числу молекул в растворе (N_o): $\alpha = N/N_o$.

Степень диссоциации зависит не только от природы растворенного вещества и природы растворителя, но в значительной степени от температуры, концентрации и наличия одноименного иона. Так, например, при добавлении в раствор уксусной кислоты ацетат-ионов (CH_3COO^-) положение равновесия $CH_3COOH \leftrightarrows H^+ + CH_3COO^-$, в соответствии с принципом Ле Шателье, смещается в сторону образования недиссоциированных молекул CH_3COOH, и степень диссоциации электролита уменьшается.

По величине степени диссоциации электролиты подразделяются на сильные и слабые электролиты.

Сильные электролиты практически полностью диссоциируют на ионы, к ним относятся:

– большинство солей;

– основания щелочных (LiOH – FrOH) и щелочноземельных металлов ($Ca(OH)_2$ – $Ra(OH)_2$);

– некоторые кислоты: HCl, HBr, HI, $HMnO_4$, $HClO_4$, HNO_3, $HClO_3$, H_2SO_4 и др.

Слабые электролиты – H_2O, NH_4OH, HF, H_2S, CH_3COOH и другие вещества, в растворах которых присутствуют молекулы и в небольшом количестве – ионы, что подтверждают малые значения констант диссоциации. Например:

$$HCN \leftrightarrows H^+ + CN^-; \qquad K_Д = \frac{[H^+]\cdot[CN^-]}{[HCN]} \approx 4{,}9 \cdot 10^{-10}$$

$K_Д$ представляет собой важную характеристику слабых электролитов, т. к. указывает на прочность их молекул в данном растворе. Чем меньше $K_Д$, тем слабее диссоциирует электролит и тем, следовательно, устойчивее его молекулы. ***$K_Д$*** – табличная величина (см. приложение В).

Истинная степень диссоциации сильных электролитов равна 1 (диссоциация полная), однако в растворах с достаточно высокими концентрациями сольватированные ионы оказывают влияние друг на друга, это влияние приводит к тому, что свойства раствора (например, электропроводность) указывают на неполную диссоциацию электролита.

Для сильных электролитов введено понятие *кажущаяся степень диссоциации*. Кажущаяся степень диссоциации связана с изотоническим коэффициентом:

$$\alpha_{каж.} = i - 1 / n - 1,$$

где n – количество ионов, на которые диссоциирует данный электролит (для KCl $n = 2$, для $BaCl_2$ и Na_2SO_4 $n = 3$ и т. д.); i – изотонический коэффициент.

Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз экспериментальные величины $\Delta P^{экс}$, $\Delta t^{экс}_{кип}, \Delta t^{экс}_{кр}$, $P^{экс}_{крист}$ больше теоретических, т. е. вычисленных по формулам для растворов неэлектролитов:

$$\frac{\Delta P^{экс}}{\Delta P_{расч}} = \frac{\Delta t^{экс}_{кип}}{\Delta t^{расч}_{кип}} = \frac{\Delta t^{экс}_{кр}}{\Delta t^{расч}_{кр}} = \frac{P^{экс}_{осм}}{P^{расч}_{осм}} = i,$$

Диссоциация слабых электролитов протекает ступенчато, например, фосфорная кислота диссоциирует на ионы по трем ступеням:

$$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^- \qquad K^1_{дис} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

$$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-} \qquad K^2_{дис} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-} \qquad K^3_{дис} = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4{}^{2-}]}$$

Ступенчатые константы диссоциация чаще всего уменьшаются от первой ступени к последующим: $K^1 > K^2 > K^3$.

Общая константа диссоциации характеризует суммарный процесс:

$$H_3PO_4 \leftrightarrow 3H^+ + PO_4^{3-} \qquad K^{общ} = K^1 \cdot K^2 \cdot K^3.$$

Степень диссоциации и константа диссоциации связаны между собой уравнением:

$$K_Д = \frac{\alpha^2 C_M}{1 - \alpha}$$

где C_M – молярная концентрация растворенного вещества.

Для разбавленных растворов слабых электролитов $\alpha << 1$, тогда $1 - \alpha \approx 1$, константа диссоциации и степень диссоциации связаны упрощенным уравнением (закон разбавления Оствальда):

$$K_Д = \alpha^2 C_M$$

Реакции в растворах электролитов – это ионно-молекулярные реакции, т. е. реакции с участием не только молекул, но и ионов.

Реакции обмена, написанные в молекулярной форме, не отражают особенностей взаимодействия между ионами в растворе.

Сущность взаимодействия в растворах электролитов отражают ионно-молекулярные уравнения – полные и сокращенно-краткие.

При составлении ионно-молекулярных уравнений:

1) сильные электролиты и одновременно растворимые вещества записывают в виде ионов;

2) слабые электролиты (малодиссоциирующие), нерастворимые, малорастворимые и газообразные вещества записывают в виде молекул с соответствующими значками: ↓ или ↑;

3) краткое ионно-молекулярное уравнение получают из полного путем исключения из него тех ионов, которые присутствуют в неизменном виде и количестве в правой и левой частях.

Пример:

Молекулярное уравнение:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

Полное ионно-молекулярное уравнение:

$$Ba^{2+} + 2Cl^{-} + 2Na^{+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^{+} + 2Cl^{-}$$

Сущность ионного процесса выражает краткое ионно-молекулярное уравнение:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Запишите уравнение диссоциации и вычислите степень диссоциации слабых электролитов с указанной молярной концентрацией (константы диссоциации приведены в приложении* ***Г).***

№ варианта		№ варианта	
1	0,2 *M* HNO_2	12	0,001 *M* H_2CO_3 (I ступень)
2	0,06 *M* $HClO_2$	13	0, 009 *M* HNO_2
3	0,04 *M* HF	14	0, 002 *M* HClO
4	0,0003 *M* HCOOH	15	1,3 *M* HF
5	2 *M* HClO	16	1,01 *M* $NH_3 \cdot H_2O$
6	0,07 *M* HCN	17	0,008 *M* H_3AsO_4 (I ступ.)
7	0,009 *M* C_6H_5OH	18	0,008 *M* $HClO_2$
8	0,02 *M* NH_4OH	19	0,2 *M* H_2SO_3 (I ступень)
9	0,05 *M* CH_3COOH	20	0,0001 *M* H_2S (I ступень)
10	0,01 *M* $CH_2ClCOOH$	21	0,6 *M* H_3PO_4 (I ступень)
11	0.1 *M* HIO	22	0,002 *M* H_3VO_4

Задание 2. *Напишите выражения для констант диссоциации следующих кислот: муравьиной, сероводородной, хлорноватистой, угольной, уксусной, сернистой. Можно написать такие выражения для кислот азотной, хлорной, хлороводородной?*

Задание 3. *Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, укажите причины их протекания до конца:*

1) гидроксид лития и серная кислота, фосфат калия и хлорид алюминия	2) хлороводородная кислота и гидроксид хрома (III), нитрат бария и сульфит натрия
3) сульфид железа (II) и серная кислота, хлорид кальция и карбонат натрия	4) гидроксид олова (II) и бромоводородная кислота, сульфит аммония и нитрат меди (II)
5) карбонат бария и уксусная кислота, сульфат железа (III) и фосфат натрия	6) фосфорная кислота и гидроксид натрия, карбонат калия и нитрат стронция
7) азотная кислота и карбонат аммония, иодид цинка и силикат натрия	8) гидроксид лития и сероводородная кислота, хромат калия и нитрат свинца

9) сульфат калия и соляная кислота, фосфат натрия и ацетат кальция	10) азотная кислота и гидроксид железа (II), сульфат цинка и хромат магния
11) фосфорная кислота и нитрат ртути (II), бромид магния и ацетат серебра	12) кремниевая кислота и гидроксид натрия, хлорид железа (III) и сульфид бария
13) карбонат серебра и азотная кислота, сульфат олова (II) и фосфат калия	14) гидроксид кальция и бромоводородная кислота, нитрат ртути (II) и иодид алюминия
15) фтороводородная кислота и хлорид стронция, бромид хрома (III) и нитрат серебра	16) серная кислота и гидроксид марганца (II), силикат калия и ацетат свинца (II)
17) хромовая кислота и ацетат меди (II), нитрат висмута (III) и сульфид кальция	18) гидроксид меди (II) и азотная кислота, сульфат марганца (II) и хромат калия
19) карбонат магния и уксусная кислота, фторид аммония и нитрат железа (III)	20) фосфорная кислота и гидроксид калия, хлорид железа (II) и карбонат аммония
21) азотная кислота и карбонат натрия, фосфат калия и нитрат свинца	22) соляная кислота и нитрат серебра, иодид цинка и силикат натрия

Задание 4. *Определите молярную и эквивалентную концентрации вещества в растворе с известной процентной концентрацией. Плотность растворов (ρ, г/см^3) указана в скобках:*

1) 45 % серная кислота (1,35);	12) 37,3 % соляная кислота (1,19);
2) 40,3 % гидроксид калия (1,4);	13) 4,8 % гидроксид бария (1,1);
3) 20,5 % фосфорная кислота (1,12);	14) 20,5 % бромоводородная кислота (1,1);
4) 30,9 % азотная кислота (1,19);	15) 20,2 % хлорная кислота (1,13);
5) 35,0 % карбонат калия(1,355);	16) 15,7 % нитрат аммония (1,064);
6) 6 % сульфат натрия (1,053);	17) 8 % нитрат натрия (1,053);
7) 18 % хлорид кальция (1,158);	18) 25 % нитрат алюминия (1,23);
8) 14 % бромид цинка (1,13);	19) 4,5 % хлорид калия (1,03);
9) 24,5 % сульфит калия (1,23);	20) 12,5 % сульфат калия (1,12);
10) 10 % сульфид натрия (1,1);	21) 9,5 % карбонат натрия (1,09);
11) 20 % азотная кислота (1,115);	22) 10 % хлорид кальция (1,083)

Лабораторная работа
«Приготовление и виды растворов. Свойства растворов электролитов»

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации из навески твердого вещества и из более концентрированного раствора; изучить свойства водных растворов электролитов, реакции, протекающие в растворах с участием электролитов, закрепить умения написания реакций в молекулярно-

ионном виде, выяснить условия протекания реакций в растворах до конца.

<u>Опыт 1</u>. *Приготовление раствора из кристаллогидрата.*

<u>Выполнение опыта.</u> Приготовьте раствор в соответствии с номером варианта по данным, указанным в таблице 7.1.

Пример расчета: необходимо приготовить 100 см^3 6 % раствора сульфата меди из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Для этого нужно рассчитать массу кристаллогидрата и объѐм воды.

1. Рассчитаем массу раствора.

Плотность заданного раствора находим по таблице 7.2: ρ = 1,062 г/см^3.

$$m\ (р\text{-}ра) = V(р\text{-}ра) \cdot \rho = 100\ см^3 \cdot 1{,}062\ г/см^3 = 106{,}2\ г$$

2. Из уравнения (1) рассчитаем массу безводной соли, содержащейся в заданном растворе:

$$m(безводной\ соли) = \frac{m(р-ра) \cdot w}{100} = \frac{106{,}2\,г \cdot 6\%}{100\%} = 6{,}4\,г$$

3. Рассчитаем массу кристаллогидрата, в которой содержится 6,4 г безводной соли:

$$\frac{m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)}{M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{m(CuSO_4)}{M(CuSO_4)}$$

$$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \frac{m(CuSO_4) \cdot M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)}{M(CuSO_4)} = \frac{6{,}4\,г \cdot 250\,г/моль}{160\,г/моль} = 10\,г$$

2. Рассчитаем массу и объѐм воды:

m (H_2O) = m(р-ра) – m (кристаллогидрата) = 106,2 г – 10 г = 96,2 г.

$$V(воды) = \frac{m(воды)}{\rho(воды)} = \frac{96{,}2\,г}{1\,г/см^3} = 96{,}2\,см^3$$

Таким образом, для приготовления 100 см^3 6 % раствора сульфата меди необходимо 10 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и 96,2 см^3 H_2O.

Приготовление раствора:

1. Взвесьте рассчитанную навеску соли в химическом стакане на технических весах.
2. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объѐм дистиллированной воды.

3. Воду перелейте в стакан с солью и размешайте стеклянной палочкой до полного растворения соли.

Таблица 7.1 – Задание для опыта 1

№ варианта	Задание	№ варианта	Задание
1	75 см^3 2% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**12**	95 см^3 6% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
2	90 см^3 4% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$	**13**	85 см^3 4% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
3	80 см^3 4% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**14**	95 см^3 7% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
4	100 см^3 6% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$	**15**	75 см^3 2% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
5	90 см^3 2% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**16**	100 см^3 4% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
6	80 см^3 4% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$	**17**	100 см^3 6% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
7	100 см^3 4% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**18**	100 см^3 4% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
8	85 см^3 2% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$	**19**	75 см^3 2% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
9	95 см^3 3% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**20**	85 см^3 4% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
10	100 см^3 3% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$	**21**	95 см^3 3% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
11	85 см^3 5% раствора $CuSO_4$ из $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	**22**	80 см^3 4% раствора $BaCl_2$ из $BaCl_2 \cdot 2H_2O$

Таблица 7.2 – Плотности водных растворов некоторых неорганических соединений при 20 ºС

Массовая доля, %	$BaCl_2$	$CuSO_4$	Массовая доля, %	$BaCl_2$	$CuSO_4$
1	1,007	1,009	**6**	1,053	1,062
2	1,016	1,019	**7**	1,062	1,073
3	1,025	1,030	**8**	1,072	1,084
4	1,034	1,040	**9**	1,082	1,096
5	1,043	1,051	**10**	1,092	1,107

Опыт 2. ***Теплота растворения соли***.

Выполнение опыта. В две пробирки налить по 5 см^3 воды и измерить еѐ температуру. В одну пробирку всыпать 2–3 г едкого калия (KOH), в другую – 2–3 г нитрата аммония (NH_4NO_3) или нитрата калия (KNO_3). Перемешивая содержимое в пробирках, измерить температуру после добавления.

Запись данных опыта. В какой пробирке происходит выделение, а в какой – поглощение тепла? Объясните происходящие явления.

Опыт 3. ***Электропроводность растворов.***

Выполнение опыта. Угольные электроды опустите в стакан емкостью 100 $см^3$ и включите их в цепь последовательно с электрической лампочкой. Об электропроводности раствора можно судить по яркости свечения лампочки: чем ярче светит лампочка, тем больше электропроводность раствора.

В стакан с электродами налейте 30–50 $см^3$ дистиллированной воды. Включите ток. Загорится ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

На дно стакана насыпьте сухую поваренную соль. Опустите в нее электроды. Проводит ли ток сухая соль? Аналогичный опыт проведите с раствором NaCl.

Объясните, почему чистая вода и сухая поваренная соль не проводят ток, а раствор соли является проводником тока.

Затем погрузите электроды поочередно в растворы: NaOH, NH_4OH, H_2SO_4, CH_3COOH, раствор сахара, в сахар кристаллический. Во время опыта следите за накалом лампочки, и по степени ее накала сделайте качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Запись данных опыта. Ответьте на все поставленные вопросы. Сделайте вывод, какие из предложенных веществ являются сильными электролитами, какие – слабыми, а какие – неэлектролитами. Напишите уравнения диссоциации электролитов.

Опыт 4. ***Влияние разбавления на степень электролитической диссоциации.***

Выполнение опыта. В стакан с концентрированной уксусной кислотой опустите графитовые электроды. Включите ток. Хорошо ли проводит ток концентрированная уксусная кислота? Добавляйте постепенно в раствор дистиллированную воду. Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Объясните результаты опыта. Напишите выражение для константы диссоциации уксусной кислоты. Как зависит степень диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора?

Опыт 5. ***Смещение ионного равновесия.***

Выполнение опыта.

1. Налейте в две пробирки по 1–2 $см^3$ 0,1н раствора уксусной кислоты и по 1–2 капли метилоранжа. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического ацетата натрия CH_3COONa. Содержимое пробирки перемешайте. Сравните цвет и интенсивность окраски в пробирках.

2. Налейте в две пробирки по 1–2 $см^3$ 0,1н раствора гидроксида аммония и по 1–2 капли фенолфталеина. Добавьте в одну пробирку немного кристаллического хлорида аммония и хорошо перемешайте. Сравните цвет и интенсивность окраски в пробирках. Объясните причину изменения окраски раствора.

Запись данных опыта. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски индикатора? Объясните, как смещается равновесие уксусной кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняется при этом степень диссоциации кислоты?

Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония. Объясните, как смещается равновесие в растворе гидроксида аммония при добавлении к нему хлорида аммония. Как меняется при этом степень диссоциации основания?

Сделайте вывод о смещении ионного равновесия при увеличении концентрации одноименных ионов (анионов или катионов).

Опыт 6. ***Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов.***

Выполнение опыта.

а) В одну пробирку налейте 2–3 капли 2н раствора соляной кислоты (HCl), в другую – столько же 2н раствора уксусной кислоты (CH_3COOH). В каждую из пробирок опустить одинаковое количество цинка. Что наблюдаете?

б) Налейте в две пробирки 4–5 $см^3$ 2н раствора хлорида кальция ($CaCl_2$).

В одну из них добавьте 2н раствор гидроксида натрия (NaOH), а в другую – такой же объѐм 2н раствора гидроксида аммония (NH_4OH).

Запись данных опыта. Объясните причину различного действия взятых кислот и оснований. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 7. ***Различие между ионами Fe^{3+} и Fe^{2+}***

Выполнение опыта. В одну пробирку налейте свежеприготовленный раствор сульфата железа (II) ($FeSO_4$), в другую – раствор хлорида железа (III) ($FeCl_3$). Обратите внимание на цвета растворов. В каждую пробирку добавьте раствор гидроксида натрия (NaOH). Наблюдайте выпадение осадков и отметьте их цвет.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 8. ***Амфотерность гидроксида цинка***

Выполнение опыта. Налейте в пробирку раствор сульфата цинка ($ZnSO_4$) и добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия (NaOH). Отметить цвет и характер осадка. Содержимое пробирки взболтайте и разделите на две части. К одной прилейте раствор соляной или серной кислоты, к другой – раствор гидроксида натрия (в избытке).

Запись данных опыта. Опишите и объясните наблюдения. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

ТЕМА 8 РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов, называются **реакциями ионного обмена.**

Правила составления ионных уравнений реакций

1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют и на ионы не расписываются.

2. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой.

Порядок составления ионных уравнений реакции

1. Записать молекулярное уравнение реакции:

$$MgCl_2 + 2AgNO_3 \rightarrow 2AgCl + Mg(NO_3)_2$$

2. Определить растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости (приложение Б):

$$\overset{р}{MgCl_2} + \overset{р}{2AgNO_3} \rightarrow \overset{н}{2AgCl}\downarrow + \overset{р}{Mg(NO_3)_2}$$

3. Записать полное ионное уравнение реакции

$$Mg^{2+} + 2Cl^{-} + 2Ag^{+} + 2NO_3^{-} \rightarrow 2AgCl\downarrow + Mg^{2+} + 2NO_3^{-}$$

4. Составить сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:

$$Mg^{2+} + 2Cl^{-} + 2Ag^{+} + 2NO_3^{-} \rightarrow 2AgCl\downarrow + Mg^{2+} + 2NO_3^{-}$$

$$Ag^{+} + Cl^{-} \rightarrow AgCl\downarrow$$

Условия необратимости реакций ионного обмена

1. Если образуется осадок (↓):

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2\downarrow + 2KNO_3$$

$$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow$$

2. Если выделяется газ (↑):

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

3. Если образуется малодиссоциированное вещество (H_2O) или слабый электролит:

$$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$$

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка, газа, малодиссоциированных соединений (H_2O), реакции обмена обратимы.

Реакция обменного взаимодействия химического соединения с молекулами воды с образованием слабого электролита называется **гидролизом.** Причиной гидролиза является нарушение равновесия электролитической диссоциации воды, а его движущей силой – образование малодиссоциированого вещества. Гидролиз соединений сопровождается изменением pH раствора. В зависимости от силы основания и кислоты можно выделить четыре типа солей по их подверженности реакции гидролиза (рис.8.1).

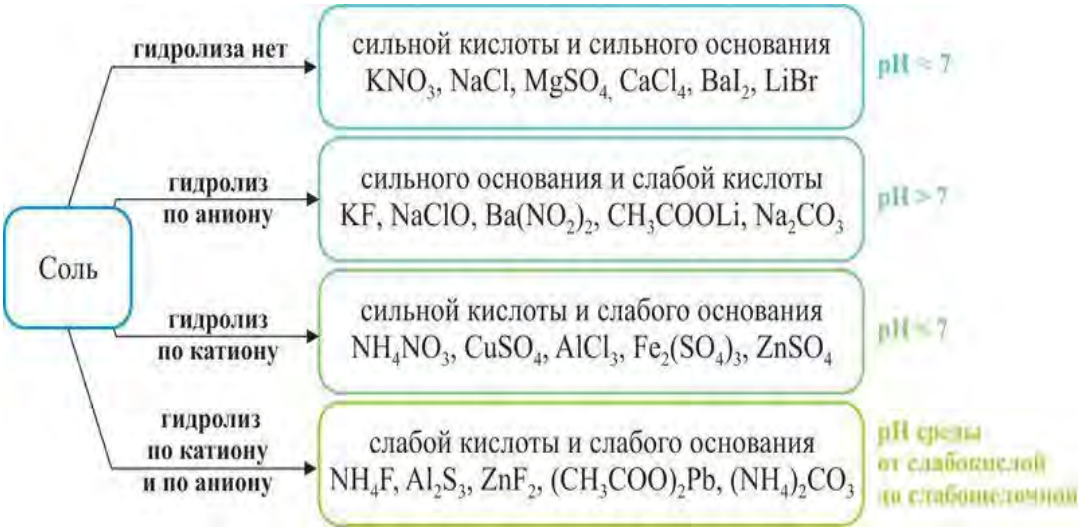


Рисунок 8.1 – Классификация солей по их подверженности реакции гидролиза

Рассмотрим гидролиз солей всех четырѐх типов.

Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой.

В качестве примера можно привести ацетат натрия CH_3COONa. Эта соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH:

$$NaOH + CH_3COOH = CH_3COONa + H_2O$$

В водном растворе ацетата натрия происходят два процесса:

а) полная диссоциация сильного электролита – соли CH_3COONa на катион и анион:

$$CH_3COONa \rightarrow Na^+ + CH_3COO^-$$

б) взаимодействие ацетат-ионов с молекулами воды с образованием слабого электролита – уксусной кислоты:

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-$$

Избыток анионов OH^- накапливается в растворе и создаѐт слабощелочную среду, что свидетельствует о протекании гидролиза по аниону CH_3COO^-.

Уравнение гидролиза ацетата натрия показывает, что:

а) в растворе концентрация гидроксид-анионов больше, чем в чистой воде, поэтому раствор CH_3COONa имеет слабощелочную среду (pH > 7);

б) в реакции обмена с водой и в образовании слабой кислоты участвуют только анионы CH_3COO^-, поэтому говорят, что гидролиз идѐт по аниону.

Равновесие гидролиза в данном примере сильно смещено влево – в сторону образования исходных веществ, так как вода – значительно более слабый электролит, чем уксусная кислота CH_3COOH.

Гидролиз является реакцией, обратной нейтрализации.

Примеры анионов слабых кислот, соли которых гидролизуются водой:

а) анионы слабых одноосновных кислот: $HCOO^-$, NO_2^-, F^-;

б) анионы слабых многоосновных кислот: S^{2-}, CO_3^{2-}, SiO_3^{2-}, PO_4^{3-}.

Рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 – соли сильного основания NaOH и слабой двухосновной кислоты H_2CO_3. Гидролиз протекает по аниону CO_3^{2-} в соответствии с уравнением в полной ионной форме:

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows 2Na^+ + HCO_3^- + OH^-.$$

Уравнение в сокращѐнной ионной форме выглядит так:

$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows HCO_3^- + OH^-.$$

В растворе Na_2CO_3 образуется избыток гидроксид-анионов и создаѐтся щелочная среда. Раствор Na_2CO_3 с концентрацией 0,1 моль/дм^3 имеет pH около 11,5.

Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием.

Рассмотрим гидролиз хлорида аммония NH_4Cl. Это соль сильной кислоты – HCl и слабого основания – гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$.

В водном растворе соли происходят два процесса:

а) полная диссоциация сильного электролита – соли NH_4Cl:

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-;$$

б) взаимодействие ионов аммония с молекулами воды с образованием слабого электролита – гидрата аммиака $NH_3 \cdot H_2O$:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 \cdot H_2O + H^+.$$

Это уравнение показывает, что:

а) в растворе накапливаются катионы водорода H^+, и их концентрация становится больше, чем в чистой воде, поэтому раствор NH_4Cl имеет кислую среду (pH < 7);

б) в реакции обмена с водой с образованием слабого основания участвуют только катионы аммония NH_4^+, поэтому говорят, что идѐт гидролиз по катиону.

В реакцию с водой могут вступать и многозарядные катионы: двухзарядные Ni^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Co^{2+}, Pb^{2+} (кроме катионов Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}), трѐхзарядные Fe^{3+}, Al^{3+}, Cr^{3+}.

Рассмотрим гидролиз нитрата меди (II) $Cu(NO_3)_2$. Это соль сильной кислоты – HNO_3 и слабого основания – $Cu(OH)_2$.

В этом случае принято говорить, что гидролиз протекает по катиону Cu^{2+}. Уравнение гидролиза в полной ионной форме:

$$Cu^{2+} + 2NO_3^- + H_2O \leftrightarrows Cu(OH)^+ + 2NO_3^- + H^+.$$

Уравнение гидролиза в сокращѐнной ионной форме:

$$Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrows Cu(OH)^+ + H^+.$$

Продуктами гидролиза являются основная соль $Cu(OH)NO_3$ и азотная кислота HNO_3.

Среда водного раствора нитрата меди (II) кислая (pH ≈ 4,5), поскольку в растворе имеется избыток катионов H^+.

Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Такие соли подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону. При этом появляющиеся при гидролизе по катиону ионы H^+ связываются образующимися при гидролизе по аниону ионами OH^-, что усиливает гидролиз. Нередко эта реакция необратима. Например, сульфид алюминия Al_2S_3 в воде

подвергается необратимому гидролизу с образованием нерастворимого гидроксида алюминия и газообразного сероводорода:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Поэтому сульфид алюминия Al_2S_3 нельзя получить реакцией обмена между водными растворами двух солей, например, нитрата алюминия $Al(NO_3)_3$ и сульфида калия K_2S.

Возможны и другие случаи необратимого гидролиза. Их нетрудно предсказать, ведь для необратимости процесса необходимо, чтобы хотя бы один из продуктов гидролиза уходил из сферы реакции. Приведѐм пример совместного необратимого гидролиза катионов Al^{3+} и анионов CO_3^{2-}:

$$2Al(NO_3)_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 6NaNO_3 + 3CO_2\uparrow.$$

Для солей, подвергающихся необратимому гидролизу, в таблице «Растворимость кислот, оснований и солей в воде» вы найдѐте примечание: «не существуют в водном растворе».

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза (если он протекает) следующих солей. Укажите реакцию среды.*

Вариант	Формулы солей
1	Na_3PO_4, $ZnSO_4$, $Ca(NO_3)_2$, NH_4CH_3COO
2	K_2SiO_3 , $MgCl_2$, $NaClO_4$, NH_4NO_2
3	Na_2Se, $CoSO_4$, BaI_2, NH_4NO_2
4	Na_2SO_3, $Mn(NO_3)_2$, KBr, $Fe(CH_3COO)_2$
5	K_2CO_3, $NiSO_4$, Li_2SO_4, $(NH_4)_2SO_3$
6	Rb_2CO_3, $CoCl_2$, $KMnO_4$, NH_4CH_3COO
7	K_2SiO_3, ZnI_2, $NaNO_3$, NH_4ClO
8	$NaCN$, NiI_2, $K_2Cr_2O_7$, $Zn(CH_3COO)_2$
9	CH_3COONa, $MnSO_4$, $Ba(NO_3)_2$, NH_4CH_3COO
10	Rb_2S, $Fe(NO_3)_3$, $LiClO_4$, $Zn(CH_3COO)_2$
11	Li_3PO_4, $ZnSO_4$, $BaCl_2$, $Ni(NO_2)_2$
12	K_2S, $Fe(NO_3)_3$, $NaCl$, NH_4CH_3COO
13	K_3PO_4, $CrCl_3$, $KMnO_4$, $(NH_4)_2CO_3$
14	Na_2S, $FeSO_4$, $K_2Cr_2O_7$, NH_4NO_2
15	K_2SO_3, $FeCl_3$, $Ca(NO_3)_2$, $(NH_4)_2S$
16	Na_2CO_3, $Ni(NO_3)_2$, $NaCl$, NH_4NO_2
17	Li_2S, $Fe_2(SO_4)_3$, $NaMnO_4$, $(NH_4)_2CO_3$
18	K_3PO_4, $CuCl_2$, Na_2SO_4, $(NH_4)_2Se$
19	Na_2SO_3, $Cr_2(SO_4)_3$, $CaCl_2$, NH_4CH_3COO
20	Na_2S, $Cr_2(NO_3)_3$, KNO_3, $(NH_4)_2SO_3$
21	$Ca(NO_2)_2$, $ZnCl_2$, $BaCl_2$, NH_4NO_2
22	Na_3PO_4, $CuSO_4$, $Ca(MnO_4)_2$, NH_4CN

Лабораторная работа
«Реакции ионного обмена. Гидролиз солей»

Цель работы: ознакомиться с особенностями протекания реакций ионного обмена, изучить важнейшие случаи гидролиза солей.

Опыт 1. ***Реакции ионного обмена.***

Выполнение опыта.

А. В пробирку налейте 2 см^3 раствора сульфата натрия (Na_2SO_4) и прибавьте 2 см^3 раствора хлорида бария ($BaCl_2$). Наблюдайте выпадение белого осадка сульфата бария ($BaSO_4$).

Б. К 2 см^3 раствора карбоната натрия (Na_2CO_3) прилейте такой же объѐм разбавленной соляной кислоты (HCl). Наблюдайте выделение углекислого газа, образовавшегося в результате разложения слабого электролита угольной кислоты.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 2. ***Получение гидроксидов металлов и установление их характера.***

Выполнение опыта. В четыре пробирки налейте по 2 см^3: в первую – $CuSO_4$, во вторую – $ZnSO_4$, в третью – $MnSO_4$, в четвертую – $Al_2(SO_4)_3$. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Каждый из полученных осадков разделите на две части. На одну часть подействуйте соляной кислотой, а на другую – раствором щелочи.

Запись данных опыта. Полученные данные занести в таблицу

Формула взятой соли	Формула полученного гидроксида	Растворимость гидроксида		Заключение о характере гидроксида
		в кислоте	в щелочи	
$CuSO_4$				
$ZnSO_4$				
$MnSO_4$				
$Al_2(SO_4)_3$				

Какие электролиты называются амфотерными? Растворение гидроксидов в кислоте или в щелочи выразите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

Опыт 3. ***Гидролиз солей.***

Выполнение опыта. В семь пробирок до 1/3 их объѐма налейте: в первую – дистиллированную воду, во вторую – раствор соляной кислоты, в третью – раствор гидроксида натрия, в четвертую – раствор ацетата натрия, в пятую – раствор нитрата алюминия, в шестую – раствор хлорида калия, в седьмую – раствор карбоната аммония. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли лакмуса. Первые три пробирки используйте в качестве контрольных.

По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды в растворе.

Запись данных опыта. Полученные результаты свести в таблицу:

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	PH раствора (pH<7, pH=7, pH>7)
1	H_2O	фиолетовый	нейтральная	
2	HCl	красный	кислая	
3	NaOH	синий	щелочная	
4	CH_3COONa			
5	$Al(NO_3)_3$			
6	KCl			
7	$(NH_4)_2CO_3$			

Какие из исследуемых солей подверглись гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза. Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) слабым основанием и сильной кислотой; в) слабым основанием и слабой кислотой; в) сильным основанием и сильной кислотой.

Опыт 4. ***Растворение цинка в продукте гидролиза сульфата цинка.***

Выполнение опыта. Налить в пробирку 3–4 $см^3$ раствора сульфата цинка ($ZnSO_4$). Испытать реакцию среды лакмусовой бумагой. В раствор опустить кусочки цинка и нагреть. Выделение какого газа наблюдается?

Запись данных опыта.

Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения:

а) гидролиза сульфата цинка;

б) взаимодействия цинка с продуктом гидролиза.

Опыт 5. ***Совместный гидролиз двух солей.***

Выполнение опыта. В пробирку налейте 2–3 $см^3$ раствора нитрата алюминия. Добавьте такое же количество раствора карбоната натрия. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции совместного гидролиза двух солей, приведшее к образованию гидроксида алюминия в ионной и молекулярной форме. Почему не образовалось карбоната алюминия?

Опыт 8. ***Факторы, влияющие на степень гидролиза.***

а) Влияние температуры на степень гидролиза соли

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1/2 еѐ объѐма дистиллированной воды и внесите 1–2 микрошпателя ацетата натрия. Туда же добавьте 2–3 капли фенолфталеина и нагрейте раствор до кипения. Наблюдайте, как меняется окраска фенолфталеина в растворе.

Запись данных опыта. Напишите молекулярное и ионное уравнения гидролиза этой соли. На основании изменения окраски фенолфталеина сделайте вывод, как изменилась концентрация ионов OH^- в растворе? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли.

б) Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень ее гидролиза

Выполнение опыта. В две пробирки до 1/2 их объѐма налейте дистиллированной воды. В одну внесите 1–2 микрошпателя кристаллов сульфита натрия, а в другую – столько же кристаллов карбоната натрия.

В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли фенолфталеина. Отметьте, в растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна?

Запись данных опыта. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза каждой соли (по первой ступени). В растворе какой соли концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему? Сделайте вывод о влиянии силы кислоты, образующей соль, на степень ее гидролиза.

ТЕМА 9 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что молекула состоит из ионов.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение: H_2^o, $H_2^+O^{-2}$, $H_2^+S^{+6}O_4^{-2}$.

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

- степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na^0; H_2^0; S^0);
- алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона;
- постоянную степень окисления имеют атомы.

1) +1 – металлы I А группы (щелочные);
2) +2 – металлы II А группы (щелочноземельные);
3) +3 – элементы III А группы;
4) +1 – водород (в гидридах металлов –1: Na^+H^-);
5) -1 – фтор (H^+F^-);
6) -2 – кислород в соединениях (в пероксидах: $H_2^+O_2^-$; в оксиде фтора: F_2O^{+2}).

Например:

$H_3^+P^xO_4^{-2}$ $3(+1) + x + 4(-2) = 0$; $x = +5$

$H_3^+P^yO_3^{-2}$ $3(+1) + y + 3(-2) = 0$; $y = +3$

Окислением называется процесс *отдачи* электронов. Вещество, в состав которого входит элемент, отдающий электроны и, вследствие этого, повышающий свою степень окисления, называется *восстановителем.*

Восстановлением называется процесс присоединения электронов. Вещество, в состав которого входит элемент, принимающий электроны и, вследствие этого, понижающий свою степень окисления, называется *окислителем*.

Атомы в высшей степени окисления могут быть только окислителями. Например, азотная кислота во всех окислительно-восстановительных реакциях ведѐт себя как окислитель, т. к. атом азота в молекуле HNO_3 находится в высшей степени окисления +5. Если атом некоторого элемента находится в низшей степени окисления, то он не может принимать электроны и далее понижать степень окисления, т. е. он не может быть окислителем. Атомы в низшей степени окисления могут быть только восстановителями. Например, иодид калия проявляет за счѐт иодид иона только восстановительные свойства,

т. к. атом йода имеет низшую степень окисления – минус 1. Если степень окисления элемента промежуточная, то в зависимости от условий реакции этот элемент может проявлять как свойства восстановителя, так и свойства окислителя. Некоторые вещества, содержащие в своѐм составе атомы в промежуточной степени окисления, могут в одной и той же реакции выступать как в роли окислителя, так и в роли восстановителя. Наиболее характерна эта реакция для неметаллов.

Высшая степень окисления для большинства элементов металлов и неметаллов равна номеру группы. Низшая степень окисления для металлов равна нулю, для неметаллов – номер группы минус 8.

Классификация окислительно-восстановительных реакций

1. ***Межмолекулярные ОВР*** *– химические реакции, в которых окислитель и восстановитель молекулы разных веществ:*

$$\underset{\text{Восстановитель}}{2NaCr^{+3}O_2} + \underset{\text{Окислитель}}{3Br_2^0} + 8NaOH = 2Na_2Cr^{+6}O_4 + 6NaBr^{-} + 4H_2O$$

2. ***Внутримолекулярные ОВР*** *– реакции, в которых окислитель и восстановитель – это разные атомы, входящие в состав молекул одного вещества:*

$$4HN^{+5}O_3^{-2} = 2H_2O + 2N^{+4}O_2 + O_2^0$$

Восстановитель

Окислитель

3. ***Реакции диспропорционирования*** *– ОВР, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента в одинаковой степени окисления:*

$4KCl^{+5}O_3 = 3KCl^{+7}O_4 + KCl^{-}$ (Cl^{+5}– окислитель и восстановитель)

Составление уравнений ОВР

Окислительно-восстановительные реакции описываются уравнениями реакций, которые отображают количество веществ, вступивших во взаимодействие, и получившихся продуктов. Для составления уравнений ОВР используют или ***метод электронного баланса*** (метод схем), или ***электронно-ионного баланса*** (метод полуреакций).

Метод электронного баланса более универсален, так как позволяет устанавливать стехиометрические отношения в ОВР в любых гомо- и гетерогенных системах.

Метод электронного баланса – метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданное восстановителем, равно числу электронов, получаемых окислителем.

Алгоритм подбора коэффициентов в уравнениях ОВР методом электронного баланса.

Уравнение составляется в несколько стадий:

1. Записать схему реакции:

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O.$$

2. Проставить степени окисления над знаками элементов, изменяющих степень окисления:

$$KMn^{+7}O_4 + HCl^{-1} \rightarrow KCl + Mn^{+2}Cl_2 + Cl_2^{0} + H_2O.$$

3. Выделить элементы, изменяющие степени окисления и определить число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем:

$$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}. \qquad 2Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^{0}.$$

4. Уравнять число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления:

$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$	5	2
	10	
$2Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^{0}$	2	5

$$2Mn^{+7} + 10Cl^{-1} \rightarrow 2Mn^{+2} + 5Cl_2^{0}.$$

5. Подобрать коэффициенты для остальных участников реакции:

$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 8H_2O.$$

Коэффициенты подбираются в последовательности: **соль, кислота или основание, вода.**

6. Осуществить проверку числа *атомов кислорода* в правой и левой частях уравнения.

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Расставить коэффициенты методом электронного баланса, указать окислители и восстановители:*

Вариант 1	$I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$ $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KMnO_4 + KOH$
Вариант 2	$H_2S + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow S + NO_2\uparrow + H_2O$ $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$
Вариант 3	$P + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow H_3PO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$ $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S + Na_2SO_4$
Вариант 4	$CuS + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow CuSO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$ $B + NaOH + O_2 \rightarrow NaBO_2 + H_2O$
Вариант 5	$FeSO_4 + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2\uparrow + H_2SO_4 + H_2O$ $NH_3 + Br_2 \rightarrow N_2 + NH_4Br$
Вариант 6	$HClO_4 + SO_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$ $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$
Вариант 7	$Cr_2O_3 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$ $Ag_2S + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
Вариант 8	$Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2FeO_4 + KNO_2 + H_2O$ $H_2S + HClO \rightarrow S + HCl + H_2O$
Вариант 9	$Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + P + CO$ $NO_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow N_2 + Fe_2(SO_4)_3 + HNO_3 + H_2O$
Вариант 10	$NaBrO_3 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + Na_2SO_4 + H_2O$ $PbS + PbO \rightarrow Pb + SO_2$
Вариант 11	$KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$ $Cl_2 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + NaCl + H_2O$
Вариант 12	$KCrO_2 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$ $SO_2 + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow NO_2 + H_2SO_4$
Вариант 13	$HNO_{3\,(РАЗБ)} + CuS \rightarrow CuSO_4 + NO + H_2O$ $Na_2SO_{4\,(ТВ)} + C \rightarrow Na_2S + CO$
Вариант 14	$KClO_3 + K_2CO_3 + Cr_2O_3 \rightarrow K_2CrO_4 + CO_2 + KCl$ $FeO + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$
Вариант 15	$HNO_{3\,(разб)} + CuS \rightarrow Cu(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$ $ZnS + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow ZnSO_4 + SO_2 + H_2O$
Вариант 16	$FeCl_2 + KNO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + NO + H_2O$ $PbO_2 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + O_2 + H_2O$
Вариант 17	$MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$ $CuCl + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3) + HCl + NO_2 + H_2O$
Вариант 18	$NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$ $NaH_2PO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2HPO_3 + H_2O$
Вариант 19	$PH_3 + HNO_{3\,(конц)} \rightarrow H_3PO_4 + NO_2 + H_2O$ $H_2O_2 + CrCl_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$

Вариант 20	$HNO_{3\,(конц)} + S \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$ $H_2SO_4 + KBr \rightarrow SO_2 + Br_2 + KHSO_4 + H_2O$
Вариант 21	$H_2O_2 + CrCl_3 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O + NaCl$ $H_3PO_2 + H_2O + Cl_2 \rightarrow H_3PO_4 + HCl$
Вариант 22	$AuCl_3 + H_2O_2 \rightarrow Au + O_2 + HCl$ $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

Лабораторная работа
«Окислительно-восстановительные реакции»

Цель работы: изучить особенности протекания окислительно-восстановительных реакций, научиться уравнивать ОВР методом электронного баланса.

Опыт 1. ***Окислительные свойства $KMnO_4$.***

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 1–2 см^3 раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте 1–2 см^3 2н раствора серной кислоты, во вторую – столько же 2н раствора гидроксида натрия, в третью – такое же количество воды.

Во все три пробирки внесите по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3) и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Отметьте изменение окраски во всех трех случаях.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций восстановления $KMnO_4$ в кислой, щелочной и нейтральной средах. До какой степени окисления восстанавливается $KMnO_4$ в растворах с pH<7, pH=7, pH>7? (соединения марганца в различных степенях имеют различные окраски: ион MnO_4^- – имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} – зеленую, ион Mn^{2+} – в слабо концентрированных растворах практически бесцветен, MnO_2 и $Mn(OH)_2$ являются труднорастворимыми веществами бурого цвета). Сделайте вывод, чем является $KMnO_4$ в ОВР и почему?

Опыт 2. ***Восстановительные свойства иодида калия.***

Выполнение опыта. В пробирку налейте 2 см^3 раствора KI, прилейте 1–2 см^3 2н раствора H_2SO_4 и добавьте 1–2 см^3 раствора $KMnO_4$. Отметьте исчезновение окраски раствора $KMnO_4$.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод, чем является KI в ОВР и почему?

Опыт 3. ***Окислительные свойства $K_2Cr_2O_7$.***

Выполнение опыта. К 2 см^3 раствора $K_2Cr_2O_7$ прилейте 1–2 см^3 2н раствора H_2SO_4 и прибавьте немного кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3). Как изменилась окраска раствора?

Запись данных опыта. Напишите соответствующее окислительно-восстановительное уравнение реакции. Укажите, что является в ОВР восстановителем и окислителем и почему?

Опыт 4. ***Окислительно-восстановительные свойства солей азотистой кислоты.***

Выполнение опыта:

а) к 1–2 см^3 раствора KI прилейте 1–2 см^3 2н раствора H_2SO_4, добавьте несколько капель раствора KNO_2. Отметьте изменения;

б) к 1–2 см^3 раствора $KMnO_4$ прилейте 1–2 см^3 2н раствора серной кислоты и 1–2 см^3 раствора KNO_2. Отметьте происходящие изменения.

Запись данных опыта. Напишите соответствующие окислительно-восстановительные уравнения реакций. Укажите, что является восстановителем и окислителем. Сделайте вывод, почему KNO_2 обладает окислительно-восстановительной двойственностью?

ТЕМА 10 МЕТАЛЛЫ

10.1 Металлы I–III групп и их соединения

Металлы главной подгруппы первой группы – литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций – называются щелочными металлами.

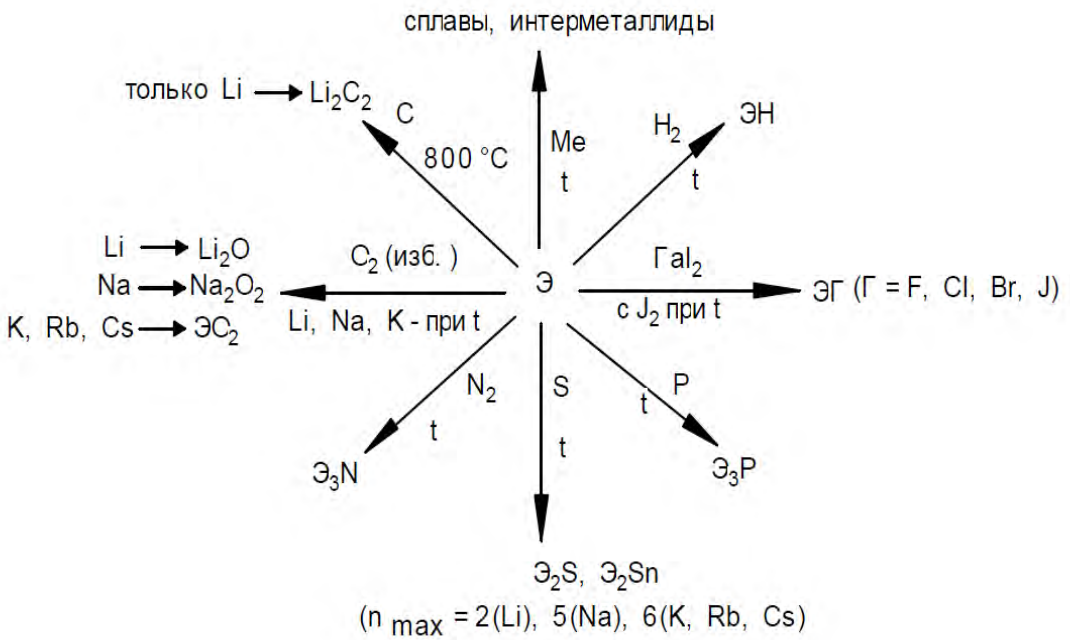
Главную подгруппу второй группы образуют бериллий, магний, кальций, стронций барий и радий. Кальций, стронций и барий имеют исторически сложившееся название – щелочноземельные металлы. Все эти элементы обладают ярко выраженными металлическими свойствами; бериллий – амфотерный металл. На внешнем энергетическом уровне атомов Li, Na, K, Rb, Cs, Fr на сравнительно большом удалении от ядра находится один электрон, который атомы щелочных металлов довольно легко отдают, превращаясь в однозарядные катионы; этим объясняется очень высокая химическая активность щелочных металлов.

Легко отдавая в химических реакциях, валентные электроны, щелочные металлы являются самыми энергичными восстановителями. Их восстановительная способность настолько велика, что они могут восстанавливать даже атомы водорода, превращая их в отрицательно заряженные ионы H^- и образуя при нагревании с водородом гидриды:

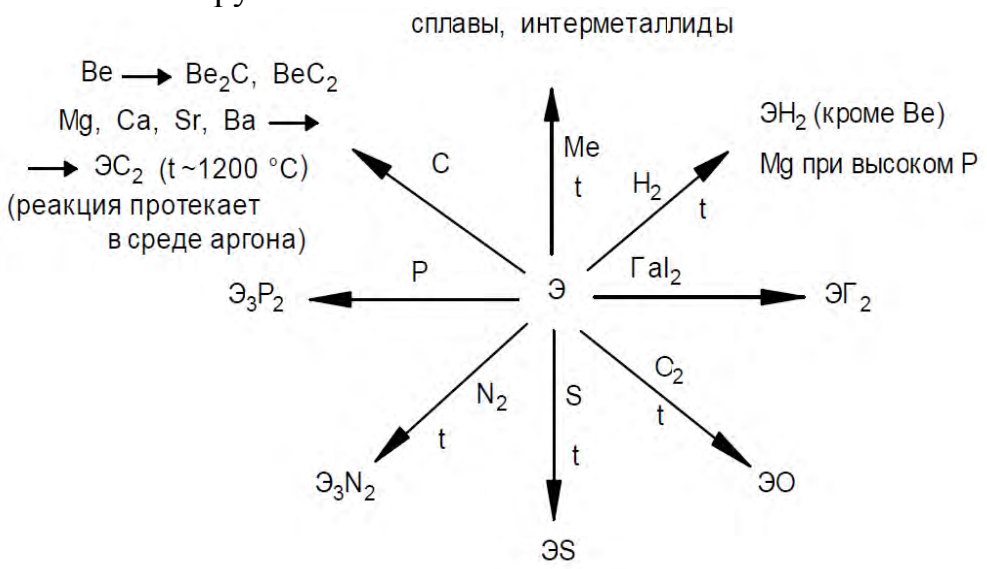
$$2\,Na + H_2 \rightarrow 2\,NaH$$

В целом, взаимодействие s-металлов с простыми веществами можно отразить схемами.

а) металлы IA группы:



б) металлы IIА-группы:



В ряду напряжений щелочные, щелочноземельные металлы, магний и бериллий стоят далеко впереди водорода и способны восстанавливать водород из воды:

$$2\,Na + 2\,HOH \rightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow;$$
$$Ca + 2\,HOH \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Взаимодействие бериллия и магния с водой протекает очень медленно вследствие малой растворимости образующихся гидроксидов магния и бериллия.

Все металлы взаимодействуют с разбавленными и концентрированными кислотами:

$$2K + H_2SO_{4(p)} \rightarrow K_2SO_4 + H_2\,,$$
$$8K + 9H_2SO_4(к) \rightarrow 8KHSO_4 + H_2S + 4H_2O\,,$$
$$Ca + H_2SO_4(p) \rightarrow CaSO_4 + H_2,$$
$$4Ca + 5H_2SO_{4(к)} \rightarrow 4CaSO_4 + H_2S + 4H_2O\,.$$

Исключение составляют HF, H_3PO_4 и те металлы, фториды и фосфаты которых малорастворимы в воде (LiF, MgF_2, CaF_2, Li_3PO_4, $Ca_3(PO_4)_2$).

Природная вода, которая содержит в растворѐнном состоянии большое количество солей кальция и магния, называется ***жѐсткой водой*** в противоположность ***мягкой воде***, содержащей мало солей кальция и магния или совсем не содержащей их. Суммарное содержание ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в воде называется ***общей жѐсткостью***. Она подразделяется на ***карбонатную*** и ***некарбонатную*** жѐсткость. Карбонатная жѐсткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, некарбонатная жѐсткость – присутствием солей сильных кислот: $MgCl_2$, $CaCl_2$, $MgSO_4$ и др. При кипячении воды, обладающей карбонатной жѐсткостью, гидрокарбонаты разлагаются с образованием осадка нерастворимых карбонатов (накипь):

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$$

Поэтому карбонатную жѐсткость называют также ***временной*** (или ***устранимой***), а некарбонатную – ***постоянной жѐсткостью***.

Жесткость воды выражается числом миллимолей ионов Ca^{2+} и Mg^{+2}, содержащихся в 1 дм^3 H_2O.

$$Ж = \frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,16} (ммоль / дм^3),$$

где $[Ca^{2+}][Mg^{2+}]$ и – концентрация Ca^{2+} и Mg^{2+} *(ммоль/дм^3)*

Вода считается мягкой, если в литре воды содержание кальция и магния менее 4 ммоль/дм^3, средней 4–8, жесткой 8–12, очень жесткой – более 12 ммоль/дм^3.

Карбонаты щелочноземельных металлов – белые кристаллические вещества, труднорастворимые в воде. Mg_2CO_3 малорастворим, $CaCO_3$, $SrCO_3$, $BaCO_3$ практически нерастворимы, причем растворимость уменьшается по подгруппе. Причины уменьшения растворимости те же, что и у сульфатов. Карбонаты переводят в раствор пропусканием через их взвеси CO_2 или используя хлорид аммония:

$$MgCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Mg(HCO_3)_2;$$
$$CaCO_3 + 2NH_4Cl \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3 + H_2O + CO_2$$

III-А группа – B, Al, Ga, In, Tl – характеризуются наличием 3 электронов в наружном электронном слое атома, причем у бора на предвнешнем слое атома – 2 электрона, у алюминия – 8 электронов, Ga, In, Tl – 18 электронов. III группа самая элементоемкая – содержит 37 элементов, включая лантаноиды и актиноиды. Все элементы металлы, за исключением бора.

В невозбужденном состоянии конфигурация внешнего уровня $\mathbf{ns^2np^1}$, в возбужденном состоянии – $\mathbf{ns^1np^2}$.

В ряду B–Al–Ga–In–Tl усиливаются металлические свойства простых веществ и основные свойства оксидов и их гидратных форм.

Оксиды алюминия, галлия и индия – амфотерны, а оксиды таллия имеют основной характер.

По содержанию в земной коре алюминий занимает первое место среди металлов и третье среди всех элементов, после кислорода и кремния.

Химические свойства алюминия

1. Не взаимодействует с H_2.

2. Как активный металл реагирует почти со всеми неметаллами без нагревания, если снять оксидную пленку.

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$
$$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$$
$$Al + P \rightarrow AlP$$

3. Реагирует с H_2O.

Алюминий – очень активный серебристо-белый металл с большим сродством к кислороду. Поверхность алюминия покрыта прочной оксидной плѐнкой, которая защищает его от дальнейшего окисления. Алюминий, лишѐнный оксидной плѐнки, способен вытеснять водород даже из воды:

$$2\,Al + 6\,H_2O \rightarrow 2\,Al(OH)_3 \downarrow + 3\,H_2 \uparrow$$

но реально такие реакции протекают в щелочных средах.

4. С разбавленными кислотами:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$
$$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

Взаимодействие с разбавленной азотной кислотой: в зависимости от степени разбавления могут образовываться N_2O и NH_4NO_3:

$$8Al + 30HNO_3(оч.\,разб.) \rightarrow 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O;$$
$$8Al + 30HNO_3(разб.) \rightarrow 8Al(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O.$$

5. С концентрированными HNO_3 и H_2SO_4 при обычных условиях не реагирует, а только при нагревании:

$$Al + 6HNO_3 \xrightarrow{t} Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O;$$
$$2Al + 6H_2SO_4 \xrightarrow{t} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

6. Взаимодействие с солями.

Металлический алюминий легко вступает в реакции с растворами солей менее активных металлов:

$$3CuCl_2 + 2Al = 3Cu + 2Al1Cl_3$$

Алюминий реагирует со спиртами, подобно натрию. При этом происходит замещение гидроксильного водорода на металл и выделение свободного водорода H_2.

7. Со щелочами:

$$2Al + 2NaOH \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + 3H_2$$

Гидроксокомплексы образуются при окислении металлического алюминия водными растворами щелочей:

$$2\,Al + 2\,NaOH + 6\,H_2O \rightarrow 2\,Na[Al(OH)_4] + 3\,H_2\uparrow$$
$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

Al_2O_3 (глинозем) встречается в природе в виде минерала корунда (по твердости близок к алмазу). Драгоценные камни рубин и сапфир – тоже Al_2O_3, окрашенный примесями железа, хрома.

Оксид алюминия – амфотерен.

Оксид алюминия Al_2O_3 и его гидроксид $Al(OH)_3$ растворяются в кислотах с образованием катионов Al^{3+} и взаимодействуют со щелочами. При сплавлении со щелочами образуются метаалюминаты – производные метаалюминиевой кислоты:

$$Al_2O_3 + 2\,KOH \rightarrow 2KAlO_2 + H_2O$$

При взаимодействии с раствором щѐлочи образуются гидроксокомплексы $Na[Al(OH)_4]$ или $Na_3[Al(OH)_6]$:

$$Al_2O_3 + 2\,NaOH + 3\,H_2O \rightarrow 2\,Na[Al(OH)_4];$$
$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4];$$
$$Al(OH)_3 + 3\,NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6].$$

10.2 *d*-элементы: железо, хром, марганец

Железо (Fe от лат. Ferrum) – элемент восьмой группы побочной подгруппы четвѐртого периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева с атомным номером 26. Один из самых распространѐнных в земной коре металлов: второе место после алюминия. Железо – типичный металл, в свободном состоянии – серебристо-белого цвета с сероватым оттенком. Чистый металл пластичен, различные примеси (в частности – углерод) повышают его твѐрдость и хрупкость. Обладает ярко выраженными магнитными свойствами.

Электронная конфигурация невозбуждѐнного атома железа – $3d^64s^2$; возбуждѐнным состояниям атома железа соответствуют электронные формулы $3d^64s^14p^1$, $3d^54s^14p^2$.

Химические свойства железа

1. Взаимодействие с простыми веществами.

- *с кислородом:*

при сгорании в чистом кислороде $3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t} Fe_3O_4$
образуется *железная окалина* – смешанный оксид $FeO \cdot Fe_2O_3$;

- *с серой:* $Fe + S \xrightarrow{t} FeS$

Либо же при избытке серы образуется дисульфид железа:

$$Fe + 2S \xrightarrow{t} FeS_2$$

- *с галогенами:*

всеми галогенами, кроме йода, металлическое железо окисляется до степени окисления +3:

$$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2FeCl_3 - \textit{хлорид железа}$$
$$2Fe + 3Br_2 \xrightarrow{t} 2FeBr_3 - \textit{бромид железа } (III)$$

Йод же окисляет железо лишь до степени окисления +2:

$$Fe + I_2 \xrightarrow{t} FeI_2 - \textit{йодид железа } (II)$$

- *с водородом*:

железо с водородом не реагирует.

- *с углеродом, кремнием и фосфором* реагирует при очень высокой температуре:

$$3Fe + C \xrightarrow{t} Fe_3C - \textit{карбид железа } (\textit{цементит});$$
$$Fe + Si \xrightarrow{t} FeSi - \textit{силицид железа};$$
$$Fe + P \xrightarrow{t} FeP - \textit{фосфид железа } (III).$$

2. Взаимодействие со сложными веществами.

- во влажном воздухе железо весьма быстро окисляется (коррозирует):

$$4Fe + 6H_2O + 3O_2 = 4Fe(OH)_3.$$

- реакция с водой протекает лишь при температуре > 800 °С:

$$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t} Fe_3O_4 + 4H_2.$$

- с кислотами-неокислителями:

$$Fe + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow FeSO_4 + H_2;$$
$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2.$$

- взаимодействие с кислотами-окислителями.

С концентрированными серной и азотной кислотами в обычных условиях железо не реагирует по причине пассивации. Однако при кипячении:

$$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O;$$
$$Fe + 6HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$$

Обратите внимание на то, что разбавленная серная кислота окисляет железо до степени окисления +2, а концентрированная – до +3.

- из растворов солей железо вытесняет металлы, которые расположены правее его в электрохимическом ряду напряжений:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu,$$
$$Fe^{\circ} + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu^{\circ}.$$

Ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} – типичные комплексообразователи. Но аммиачные комплексы не образуются в водных растворах. Наиболее устойчивые комплексы железа – цианидные. При действии на растворы солей железа (II) растворимых цианидов, например, цианистого калия, получается белый осадок цианида железа (II): $Fe^{2+} + 2\,CN^{-} \rightarrow Fe(CN)_2 \downarrow$, который легко растворяется в избытке раствора цианида калия вследствие образования комплексной соли – гексацианоферрата (II) калия («жѐлтая кровяная соль»):

$$Fe(CN)_2 + 4\,KCN \rightarrow K_4\left[Fe(CN)_6\right]$$
$$Fe(CN)_2 + 4\,CN^{-} \rightarrow \left[Fe(CN)_6\right]^{4-}.$$

Гексацианоферрат (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ («красная кровяная соль») получается окислением гексацианоферрата (II) калия:

$$2\,K_4[Fe(CN)_6] + Cl_2 \rightarrow 2\,K_3[Fe(CN)_6] + 2\,KCl\,.$$

Качественная реакция на катион железа (II)

Реактивом для определения катиона железа Fe^{2+} является гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) $K_3[Fe(CN)_6]$:

$$3FeSO_4 + 2K_3\left[Fe(CN)_6\right] \rightarrow Fe_3\left[Fe(CN)_6\right]_2 + 3K_2SO_4$$

Образуется темно-синий осадок – турнбулева синь.

Качественные реакции на катион железа (III)

Реактив – гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) $K_4[Fe(CN)_6]$. Образуется сине-зеленый осадок – берлинская лазурь:

$$FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 12KCl$$

Катионы Fe^{3+} легко обнаруживаются с помощью роданида калия или аммония (NH_4CNS). Образуется роданид железа (III) кроваво-красного цвета:

$$FeCl_3 + 3NH_4CNS \rightarrow Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl\,.$$

Хром – элемент побочной подгруппы 6-й группы 4-го периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева с атомным номером 24. Обозначается символом Cr. Электронная конфигурация невозбуждѐнного атома хрома – $3d^5 4s^1$. Для хрома в соединениях наиболее характерны степени окисления +2, +3 и +6.

Химические свойства хрома

1. <u>Взаимодействие с неметаллами</u>:

$$4Cr + 3O_2 \xrightarrow{t} 2Cr_2O_3;$$

$$2Cr + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2CrCl_3;$$

$$2Cr + N_2 \xrightarrow{t} 2CrN;$$

$$Cr + S \xrightarrow{t} CrS \quad \text{или} \quad 2Cr + 3S \xrightarrow{t} Cr_2S_3$$

(зависит от соотношения серы и хрома)

С водородом хром не реагирует.

2. <u>Взаимодействие со сложными веществами</u>:

$$2Cr + 3H_2O \xrightarrow{t} Cr_2O_3 + 3H_2.$$

- с кислотами-неокислителями:

$$Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2.$$

При проведении же реакции на открытом воздухе двухвалентный хром мгновенно окисляется содержащимся в воздухе кислородом до степени окисления +3. При этом уравнение с соляной кислотой примет вид:

$$4Cr + 12HCl + 3O_2 \rightarrow 4CrCl_3 + 6H_2O$$

- Хром при обычных условиях пассивируется концентрированными серной и азотной кислотами, однако растворяется в них при кипячении, при этом окисляясь до степени окисления +3:

$$Cr + 6HNO_{3(конц.)} \xrightarrow{t} Cr(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O;$$
$$2Cr + 6H_2SO_{4(конц.)} \xrightarrow{t} Cr_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

Соединения со степенью окисления +2 малоустойчивы, легко окисляются.

Гидроксид $Cr(OH)_3$ амфотерен:

$$Cr(OH)_3 + 3HCl \rightarrow CrCl_3 + 3H_2O;$$
$$Cr(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3\left[Cr(OH)_6\right].$$

В воде хромит-ионы – зелѐного цвета.

Ионы Cr^{3+} гидролизуются: $Cr^{3+} + H_2O \leftrightarrow Cr(OH)^{2+} + H^+$

Окислительно-восстановительная двойственность Cr^{+3} :

окислитель: $2CrCl_3 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow 2CrCl_2 + ZnSO_4 + 2HCl;$

восстановитель: $CrO_2 + 3Br_2 + 8NaOH \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 4H_2O$

CrO_3 – кислотный оксид.

Легкоплавкие темно-красные кристаллы. Легко растворяются в воде с образованием существующих только в растворе кислот:

$$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4 - \textit{хромовая кислота};$$
$$2CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7 - \textit{дихромовая кислота}.$$

Равновесие *хромат* $\leftrightarrow$ *дихромат* (*определяется pH*)

$$\underset{\text{желтый хромат калия}}{2K_2CrO_4} + 2HCl \rightarrow \underset{\text{оранжевый дихромат калия}}{K_2Cr_2O_7} + 2KCl + H_2O;$$

$$K_2Cr_2O_7 + 2KOH \rightarrow 2K_2CrO_4 + H_2O$$

Марганец и его соединения

Марганец – химический элемент с атомным номером 25, атомная масса – 54,9. Конфигурация двух внешних электронных слоев атома марганца – $3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Химические свойства марганца

1. Взаимодействие с неметаллами: образуются соединения марганца (II):

$$Mn + Cl_2 \rightarrow MnCl_2 (\textit{хлорид марганца } (II))$$
$$Mn + S = MnS (\textit{сульфид марганца } (II));$$
$$3Mn + N_2 = Mn_3N_2 (\textit{нитрид марганца } (II)).$$

2. Взаимодействие с водой:

$$Mn + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 2H_2.$$

3. Взаимодействие с кислотами:

$$Mn + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2;$$
$$Mn + H_2SO_{4(\textit{разб.})} \rightarrow MnSO_4 + H_2.$$

Концентрированная азотная и серная кислоты пассивируют марганец. Марганец растворяется в них лишь при нагревании:

$$Mn + 2H_2SO_{4(к.)} \xrightarrow{t} MnSO_4 + SO_2 + 2H_2O;$$
$$Mn + 4HNO_{3(к.)} \xrightarrow{t} Mn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

4. Восстановление металлов из оксидов:

$$5Mn + Nb_2O_5 \rightarrow 5MnO + 2Nb$$

5. $Mn(OH)_2$ получают действием щелочей на растворимые соли:

$$MnCl_2 + 2NaOH \rightarrow Mn(OH)_2 + 2NaCl$$

На воздухе окисляется:

$$2Mn(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Mn(OH)_4.$$

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Литий и калий находятся в главной подгруппе I группы Периодической системы. Запишите электронные формулы и электронно-графические схемы атомов этих элементов. Объясните, почему атомы этих элементов не имеют возбужденного состояния.*

Задание 2. *Какую массу хлорида бария необходимо растворить в 400 г воды для получения 5%-го раствора?*

Задание 3. *Напишите ионно-молекулярные и молекулярное уравнения гидролиза по I ступени, укажите реакцию среды (pH) водных растворов* $AgNO_3$; Na_2SiO_3.

Задание 4. *Составьте уравнения взаимодействия лития и стронция с кислородом, хлором, серой, фосфором, азотом.*

Задание 5. *Напишите уравнение взаимодействия алюминия с концентрированной серной кислотой, расставьте коэффициенты методом электронного баланса.*

Задание 6. *Напишите электронные формулы атомов железа, марганца, хрома.*

Задание 7. *В 50 г воды растворено 2,4 г кристаллогидрата* $MnSO_4 \cdot 4H_2O$. *Определите массовую долю безводного сульфата марганца (II) в растворе.*

Задание 8. *Электролизу подвергли водный раствор нитрата хрома (III). Считая, что на катоде образовалось 5,2 г металла, вычислите объем газа, выделившегося на аноде, и массу образовавшейся кислоты.*

Задание 9. *Руда содержит 85 % (по массе) бурого железняка* $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$. *Какая масса руды потребуется для получения 1000 т железа, если оно извлекается из руды на 95 %?*

Задание 10. *Образуется ли осадок* $Fe(OH)_2$, *если смешать одинаковые объемы 0,02М раствора хлорида железа (II) и 0,01М раствора гидроксида калия?*

Лабораторная работа
«Химические свойства металлов»

Цель работы: Закрепить знания по химическим свойствам металлов методом химического эксперимента. Изучить свойства легких конструкционных металлов и их соединений; изучить свойства тяжелых металлов и их соединений на примере железа, хрома, марганца.

Опыт 1. ***Получение и свойства гидроксида меди (II).***

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1–2 см^3 30 % раствора медного купороса и добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Как изменяется цвет осадка?

Запись данных опыта. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II).

Опыт 2. ***Соли щелочноземельных металлов.***

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 1–2 $см^3$ раствора хлорида кальция. Затем в первую пробирку добавьте раствор карбоната натрия, во вторую – раствор фосфата калия, в третью – раствор сульфата натрия. Отметьте изменения в пробирках. Аналогично проведите опыты с растворами солей стронция и бария.

Запись данных опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о растворимости карбонатов, фосфатов, сульфатов кальция, стронция и бария.

Опыт 3. ***Взаимодействие алюминия с кислотами.***

Выполнение опыта. В три пробирки налейте растворы 2н кислот: в одну – соляной, в другую – серной, в третью – азотной. Опустите в каждую пробирку гранулу алюминия. Во всех ли случаях протекают реакции? Как протекают реакции без нагревания? Нагрейте пробирки на водяной бане. Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Ответьте на поставленные вопросы. Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной?

Опыт 4. ***Взаимодействие алюминия со щелочами.***

Выполнение опыта. Внесите в пробирку гранулу алюминия и добавьте 2–3 $см^3$ дистиллированной воды. Нагрейте пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавьте в пробирку 2–3 $см^3$ 2н раствора гидроксида натрия. Отметьте интенсивное выделение газа.

Запись данных опыта. Запишите результаты опыта. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая легко растворяется в щелочи с образованием гидроксоалюмината, после чего алюминий непосредственно вступает в реакцию с водой:

1) $Al_2O_3 + NaOH + H_2O \rightarrow Na[Al(OH)_4]$

2) $Al + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + H_2$

3) $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$

Подберите коэффициенты к данным реакциям.

Опыт 5. ***Действие кислот на железо.***

Выполнение опыта. Налейте в одну пробирку 1–2 $см^3$ разбавленной соляной кислоты, в другую – 1–2 $см^3$ разбавленной серной кислоты, в третью – 1–2 $см^3$ концентрированной соляной, в четвертую – 1–2 $см^3$ концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку опустите по кусочку железа. Какой газ выделяется в первых трех пробирках? Четвертую пробирку слегка нагрейте. Какой газ выделяется при нагревании?

Запись данных опыта. Составьте уравнения реакций растворения железа: в соляной кислоте, в разбавленной и концентрированной серной кислоте.

Опыт 6. ***Получение гидроксида железа (II).***

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1–2 $см^3$ свежеприготовленного раствора $FeSO_4$ и добавьте такой же объем щелочи. Наблюдайте образование почти белого осадка $Fe(OH)_2$. Почему его окраска быстро меняется на воздухе от почти белой до красно-бурой?

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций получения гидроксида железа (II) и его окисления на воздухе.

Опыт 7. ***Получение и свойства гидроксида хрома (III).***

Выполнение опыта. В пробирку с раствором сульфата хрома по каплям прибавьте 2н NaOH до образования серо-зеленого осадка гидроксида хрома (III). Полученный осадок разделите на две пробирки. В одну из них прибавьте разбавленную соляную кислоту, а в другую – избыток щелочи до растворения осадка (раствор во второй пробирке сохраните до следующего опыта).

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций: а) получения гидроксида хрома (III); б) взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и со щелочью. Сделайте вывод о химическом характере гидроксида хрома (III).

Опыт 8. ***Восстановительные свойства солей хрома (III).***

Выполнение опыта. К полученному в опыте 2 раствору $Na[Cr(OH)_4]$ добавьте 1 $см^3$ щелочи и немного бромной воды. Нагрейте смесь на водяной бане до образования в растворе хромата натрия. На что указывает переход зеленой окраски в желтую?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции окисления $Na[Cr(OH)_4]$ в Na_2CrO_4. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 9. ***Окислительные свойства солей хрома (VI).***

Выполнение опыта.

а) К 1–2 см^3 раствора $K_2Cr_2O_7$, подкисленному серной кислотой, добавьте 1–2 см^3 раствора KNO_2. Наблюдайте изменение окраски от оранжевой, обусловленной ионом $Cr_2O_7^{2-}$, до зелѐной, обусловленной ионом Cr^{3+}.

б) К 1–2 см^3 раствора $K_2Cr_2O_7$, подкисленному серной кислотой, добавьте 1–2 см^3 раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование серо-зелѐного осадка гидроксида хрома (III).

Запись данных опыта. Напишите соответствующие уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Чем (окислителем или восстановителем) в данных реакциях выступает $K_2Cr_2O_7$ и почему?

Опыт 10. ***Получение и свойства гидроксида марганца (II).***

Выполнение опыта. К 1–2 см^3 раствора сульфата марганца по каплям прибавьте раствор гидроксида натрия. Образуется белый осадок гидроксида марганца (II). Полученный осадок разделите на три пробирки. Первую пробирку оставьте стоять на воздухе. Осадок постепенно темнеет вследствие окисления марганца (II) до Mn (IV). Во вторую пробирку добавьте разбавленную серную кислоту. В третью пробирку – раствор щелочи. В обоих ли случаях происходит растворение осадка?

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой в молекулярном и ионном виде.

Опыт 11. ***Восстановительные свойства солей марганца (II).***

Выполнение опыта. К 1–2 см^3 раствора сульфата марганца прилейте 1–2 см^3 раствора едкого натра.

К образовавшемуся осадку добавьте и 1–2 см^3 бромной воды. Отметьте изменение цвета осадка.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции, учитывая, что Mn (II) переходит в Mn (IV). Укажите окислитель и восстановитель.

ТЕМА 11 НЕМЕТАЛЛЫ

Общая характеристика элементов-неметаллов

Химических элементов-неметаллов всего 16, но два из них, кислород и кремний составляют 76 % от массы земной коры. Неметаллы составляют 98,5 % от массы растений и 97,6 % от массы человека. Из углерода, водорода, кислорода, серы, фосфора и азота состоят все важнейшие органические вещества, они являются элементами жизни. Водород и гелий – основные элементы Вселенной из них состоят все космические объекты, включая наше Солнце. Без соединений неметаллов невозможно представить нашу жизнь, особенно если вспомнить, что жизненно важное химическое соединение – вода – состоит из водорода и кислорода.

Неметаллы – это химические элементы, атомы которых принимают электроны для завершения внешнего энергетического уровня, образуя при этом отрицательно заряженные ионы.

Практически все неметаллы имеют сравнительно малые радиусы и большое число электронов на внешнем энергетическом уровне от 4 до 7, для них характерны высокие значения электроотрицательности и окислительные свойства.

Положение элементов-неметаллов в Периодической системе химических элементов Менделеева

Если в Периодической системе (приложение А) провести диагональ от бора к астату, то справа вверх по диагонали будут находиться элементы-неметаллы, а слева снизу – металлы, к ним же относятся элементы всех побочных подгрупп, лантаноиды и актиноиды. Элементы, расположенные вблизи диагонали, например, бериллий, алюминий, титан, германий, сурьма обладают двойственным характером и относятся к металлоидам. Элементы-неметаллы: s-элемент – водород; p-элементы III группы – бор; IV группы – углерод и кремний; V группы – азот, фосфор и мышьяк, VI группы – кислород, сера, селен и теллур и все элементы VII группы – фтор, хлор, бром, йод и астат. Элементы VIII группы – инертные газы, занимают особое положение, они имеют полностью завершенный внешний электронный слой и занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами. Их иногда относят к неметаллам, но формально, по физическим признакам.

Электронное строение элементов-неметаллов

Практически все элементы-неметаллы на внешнем энергетическом уровне имеют большое число электронов – от 4 до 7. Элемент бор – аналог алюминия, у него всего 3 электрона на внешнем энергетическом уровне, но он имеет малый радиус, прочно удерживает свои электроны и имеет свойства неметалла. Особо отметим электронное строение водорода. Это s-элемент, но

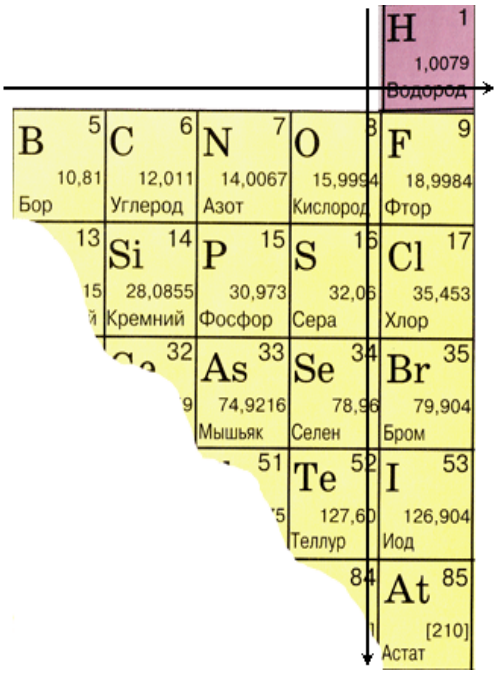
он довольно легко принимает один электрон, образует гидрид-ион и проявляет окислительные свойства металла.

Электронные конфигурации валентных электронов элементов-неметаллов приведены в таблице:

$1s^1$	$2s^22p^1$	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5
H					
	B	**C**	**N**	**O**	**F**
		Si	**P**	**S**	**Cl**
			As	**Se**	**Br**
				Te	**I**
					At

Закономерности в изменении свойств элементов-неметаллов

Рассмотрим некоторые закономерности в изменении свойств элементов-неметаллов, принадлежащих одному периоду и одной группе на основании строения их атомов.



В периоде:
– заряд ядра увеличивается,
– радиус атома уменьшается,
– число электронов на внешнем энергетическом уровне увеличивается,
– электроотрицательность увеличивается,
– окислительные свойства усиливаются,
– неметаллические свойства усиливаются.

В группе:
– заряд ядра увеличивается,
– радиус атома увеличивается,
– число электронов на внешнем энергетическом уровне не изменяется,
– электроотрицательность уменьшается,
– окислительные свойства ослабевают,
– неметаллические свойства ослабевают.

Таким образом, чем правее и выше стоит элемент в Периодической системе, тем ярче выражены его неметаллические свойства.

Химические свойства неметаллов

Химические элементы-неметаллы могут проявлять как *окислительные*, так и *восстановительные свойства*, в зависимости от химического превращения, в котором они принимают участие.

Атомы самого электроотрицательного элемента – *фтора* – не способны отдавать электроны, он всегда проявляет только окислительные свойства, другие элементы могут проявлять и восстановительные свойства, хотя намного в меньшей степени, чем металлы. Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород и хлор, преимущественно восстановительные свойства проявляют водород, бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк и теллур. Промежуточные окислительно-восстановительные свойства имеют азот, сера, йод.

Взаимодействие с простыми веществами

Взаимодействие с металлами:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl,$$
$$Fe + S \rightarrow FeS,$$
$$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N,$$
$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

в этих случаях неметаллы проявляют окислительные свойства, они принимают электроны, образуя отрицательно заряженные частицы.

Взаимодействие с другими неметаллами:

– взаимодействуя с водородом, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения – ковалентные гидриды:

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$
$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$$

– взаимодействуя с кислородом, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$
$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

– при взаимодействии с фтором, элемент фтор является окислителем, а кислород – восстановителем:

$$2F_2 + O_2 \rightarrow 2OF_2$$

– неметаллы взаимодействуют между собой, более электроотрицательный металл играет роль окислителя, менее электроотрицательный – роль восстановителя:

$$S + 3F_2 = SF_6$$
$$C + 2Cl_2 = CCl_4$$

Задания предлабораторного контроля

Задание 1. *Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:* $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$

Задание 2. *Какой объем оксида углерода (IV) (н. у.) получится при разложении известняка массой 500 г, содержащего 20 % примесей?*

Задание 3. *Рассчитайте массу кремниевой кислоты (принимая ее состав* H_2SiO_3*), полученной при действии на раствор силиката натрия объемом 400 см*^{3} *с массовой долей соли 20 % (плотность раствора 1,1 г/см*^{3}*) избытка соляной кислоты.*

Задание 4. *Цинк массой 13,0 г сплавили с серой массой 3,2 г. Затем к смеси добавили избыток соляной кислоты. Рассчитайте относительную плотность выделившегося газа по гелию.*

Задание 5. *Даны вещества: а) хлорид кальция, б) азотная кислота, в) хлорид аммония, г) гидроксид меди(II), д) оксид углерода(IV), е) оксид фосфора, ж) медь, з) свинец. С какими из них будет реагировать серная кислота? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионном виде.*

Лабораторная работа
«Получение и химические свойства неметаллов»

Цель работы**:** Освоить лабораторный способ получения углекислого газа и аммиака. Изучить качественные реакции на ион SO_4^{2-}.

Опыт 1. ***Получение углекислого газа.***

Выполнение опыта. Поместите в сухую пробирку на высоту 2 см кусочки мрамора или мела (карбонат кальция), прилейте 2 см^3 2н раствора соляной кислоты и быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся газ пропустите в заранее приготовленную пробирку с дистиллированной водой, в которую опущена лакмусовая бумага. Изменился или нет цвет лакмусовой бумаги? Дайте объяснение.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции получения углекислого газа и растворения его в воде.

Опыт 2. ***Получение и свойства аммиака.***

Выполнение опыта. Смесь, состоящую из одной части хлорида аммония (NH_4Cl) и двух частей гидроксида калия (KOH), тщательно перемешайте в фарфоровой чашке. Осторожно определите запах выделяющегося вещества. Подержите над чашкой смоченную водой лакмусовую бумагу. Что происходит?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. ***Реакция на ион SO_4^{2-}.***

Выполнение опыта. Налейте в пробирки по 2–3 $см^3$ раствора: в первую – серной кислоты (H_2SO_4), во вторую – сульфата натрия (Na_2SO_4), в третью – сульфата меди (II) ($CuSO_4$). В каждую пробирку добавьте 2–3 $см^3$ раствора хлорида бария ($BaCl_2$). Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

ЛИТЕРАТУРА

1. Химия (раздел «Общая и неорганическая химия»): лабораторный практикум / А. Т. Ибрагимов, И. И. Гарибян [и др.]; Ташкент, Республика Узбекистан, ТИТЛП; 2020. – 92 с.
2. Ясинская, Н. Н. Химия: лабораторный практикум: учебно-методическое пособие / Н. Н. Ясинская, Е. П. Попко. – Витебск : УО «ВГТУ», 2023. – 237 с.
3. Курило, И. И. Общая и неорганическая химия. Экспресс-курс для самостоятельного изучения / И. И. Курило, И. Е. Малашонок, М. О. Шевчук. – Минск: Принтбук: Кузьма, 2017. – 320 с.
4. Химия: учебное пособие / Шиманович И. Е. [и др.]; под ред. И. Е. Шимановича. – Минск: РИВШ, 2020. – 147 с.
5. Барковский, Е. В. Общая химия: учебное пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 639 с.
6. Болтромеюк, В. В. Общая химия: учебник для студентов вузов / В. В. Болтромеюк. – Минск: Вышэйшая школа, 2012. – 624 с.
7. Глинка, Н. Л. Общая химия: учебник / Н. Л. Глинка. – Санкт-Петербург: Химия, 2007. – 728 с.
8. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие / Н. Л. Глинка. – Санкт-Петербург: Химия, 1987. – 270 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

	Group I	Group II											Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	0
1			$^{1}_{1}H$ hydrogen															$^{4}_{2}He$ helium
2	$^{7}_{3}Li$ lithium	$^{9}_{4}Be$ beryllium											$^{11}_{5}B$ boron	$^{12}_{6}C$ carbon	$^{14}_{7}N$ nitrogen	$^{16}_{8}O$ oxygen	$^{19}_{9}F$ fluorine	$^{20}_{10}Ne$ neon
3	$^{23}_{11}Na$ sodium	$^{24}_{12}Mg$ magnesium	The transition elements										$^{27}_{13}Al$ aluminium	$^{28}_{14}Si$ silicon	$^{31}_{15}P$ phosphorus	$^{32}_{16}S$ sulfur	$^{35.5}_{17}Cl$ chlorine	$^{40}_{18}Ar$ argon
4	$^{39}_{19}K$ potassium	$^{40}_{20}Ca$ calcium	$^{45}_{21}Sc$ scandium	$^{48}_{22}Ti$ titanium	$^{51}_{23}V$ vanadium	$^{52}_{24}Cr$ chromium	$^{55}_{25}Mn$ manganese	$^{56}_{26}Fe$ iron	$^{59}_{27}Co$ cobalt	$^{59}_{28}Ni$ nickel	$^{64}_{29}Cu$ copper	$^{65}_{30}Zn$ zinc	$^{70}_{31}Ga$ gallium	$^{73}_{32}Ge$ germanium	$^{75}_{33}As$ arsenic	$^{79}_{34}Se$ selenium	$^{80}_{35}Br$ bromine	$^{84}_{36}Kr$ krypton
5	$^{85}_{37}Rb$ rubidium	$^{88}_{38}Sr$ strontium	$^{89}_{39}Y$ yurium	$^{91}_{40}Zr$ zirconium	$^{93}_{41}Nb$ niobium	$^{96}_{42}Mo$ molybdenum	$^{99}_{43}Tc$ technetium	$^{101}_{44}Ru$ ruthenium	$^{103}_{45}Rh$ rhodium	$^{106}_{46}Pd$ palladium	$^{108}_{47}Ag$ silver	$^{112}_{48}Cd$ cadmium	$^{115}_{49}In$ indium	$^{119}_{50}Sn$ tin	$^{122}_{51}Sb$ antimony	$^{128}_{52}Te$ tellurium	$^{127}_{53}I$ iodine	$^{131}_{54}Xe$ xenon
6	$^{133}_{55}Cs$ caesium	$^{137}_{56}Ba$ barium	$^{139}_{57}La$ lanthanum	$^{178.5}_{72}Hf$ hafnium	$^{181}_{73}Ta$ tantalum	$^{184}_{74}W$ tungsten	$^{186}_{75}Re$ rhenium	$^{190}_{76}Os$ osmium	$^{192}_{77}Ir$ iridium	$^{195}_{78}Pt$ platinum	$^{197}_{79}Au$ gold	$^{201}_{80}Hg$ mercury	$^{204}_{81}Tl$ thallium	$^{207}_{82}Pb$ lead	$^{209}_{83}Bi$ bismuth	$^{210}_{84}Po$ polonium	$^{210}_{85}At$ astatine	$^{222}_{86}Rn$ radon
7	$^{223}_{87}Fr$ francium	$^{226}_{88}Ra$ radium	$^{227}_{89}Ac$ actinium															

Lanthanides	$^{140}_{58}Ce$ cerium	$^{141}_{59}Pr$ praseodymium	$^{144}_{60}Nd$ neodymium	$^{147}_{61}Pm$ promethium	$^{150}_{62}Sm$ samarium	$^{152}_{63}Eu$ europium	$^{157}_{64}Gd$ gadolinium	$^{159}_{65}Tb$ terbium	$^{162}_{66}Dy$ dysprosium	$^{165}_{67}Ho$ holmium	$^{167}_{68}Er$ erbium	$^{169}_{69}Tm$ thulium	$^{173}_{70}Yb$ ytterbium	$^{175}_{71}Lu$ lutetium
Actinides	$^{232}_{90}Th$ thorium	$^{231}_{91}Pa$ protactinium	$^{238}_{92}U$ uranium	$^{237}_{93}Np$ neptunium	$^{244}_{94}Pu$ plutonium	$^{243}_{95}Am$ ameridum	$^{247}_{96}Cm$ curium	$^{247}_{97}Bk$ berkelium	$^{251}_{98}Cf$ californium	$^{252}_{99}Es$ einsteinium	$^{257}_{100}Fm$ fermium	$^{258}_{101}Md$ mendelevium	$^{259}_{102}No$ nobelium	$^{262}_{103}Lw$ lawrendum

ПРИЛОЖЕНИЕ Б

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

АНИОНЫ \ КАТИОНЫ	K^+	Na^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Pb^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	H^+	
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р	–	Р	СИЛЬНЫЕ КИСЛОТЫ
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_4^{2-}	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	–	Р	СЛАБЫЕ КИСЛОТЫ
F^-	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р	–	М	Р	М	Р	
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	–	–	–	–	–	–	–	–	Р	
$HCOO^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
PO_4^{3-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
CO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	Р	
S^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	Р	
SiO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	–	Н	
OH^-	Р	Р	Р	М	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	Н	H_2O	
	СИЛЬНЫЕ ОСНОВЫ				СЛАБЫЕ ОСНОВЫ													

Р – ВЕЩЕСТВО ХОРОШО РАСТВОРИМО В ВОДЕ

М – ВЕЩЕСТВО МАЛОРАСТВОРИМО В ВОДЕ

Н – ВЕЩЕСТВО ПРАКТИЧЕСКИ НЕРАСТВОРИМО В ВОДЕ

– ВЕЩЕСТВО НЕ СУЩЕСТВУЕТ

ПРИЛОЖЕНИЕ В

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов при 25 ^{0}C (для электролитов, диссоциирующих ступенчато, приведены величины, соответствующие первой ступени диссоциации)

Соединение	$K_Д$	Соединение	$K_Д$
H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$	H_2S	$1,1 \cdot 10^{-7}$
H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	HCN	$7 \cdot 10^{-10}$
$HClO_2$	$5 \cdot 10^{-3}$	C_6H_5OH	$1,0 \cdot 10^{-10}$
$CH_2ClCOOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_3AsO_4	$5,9 \cdot 10^{-3}$	AgOH	$1,1 \cdot 10^{-4}$
HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	$Zn(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-3}$
HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	$Cu(OH)_2$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$H_2B_4O_7$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$Fe(OH)_3$	$1,7 \cdot 10^{-9}$
HClO	$4 \cdot 10^{-8}$	$Fe(OH)_2$	$6,3 \cdot 10^{-3}$
H_3BO_3	$5,37 \cdot 10^{-10}$	HBrO	$2,8 \cdot 10^{-9}$
HIO	$3,16 \cdot 10^{-11}$	H_3VO_4	$1,8 \cdot 10^{-4}$

ПРИЛОЖЕНИЕ Г

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	$K_{НЕСТ}$	Комплексный ион	$K_{НЕСТ}$
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	$[HgCl]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-14}$
$[Ag(CN)_2]^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$[HgBr_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-22}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[HgI_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[AlF_6]^{3-}$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	$[Hg(SCN)_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
$[Al(OH)_4]^-$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$[Hg(CN)_4]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[Au(CN)_2]^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$[Zn(CN)_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[AuBr_2]^-$	$3,5 \cdot 10^{-13}$	$[Zn(OH)_4]$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[Au(NH_3)_2]^+$	$1,0 \cdot 10^{-27}$	$[ZnCl_4]^{2-}$	1
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$
$[Cu(CN)_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-28}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[Cu(CN)_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[CuI_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-9}$	$[FeCl_4]^-$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
$[CuCl_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-6}$		

Учебное издание

Ясинская Наталья Николаевна;
Ибрагимов Абдусаттар Тургунович;
Рафиков Адхам Салимович;
Каримов Сардорбек Ходжибаевич;
Бужинская Карина Олеговна;
Попко Елена Павловна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Р.А. Никифорова*
Корректор *А.С. Прокопюк*
Компьютерная верстка *Ю.И. Марущак*

Подписано к печати 12.06.2024. Формат 60x90 $^{1}/_{16}$. Усл. печ. листов 6,6.
Уч.-изд. листов 8,4. Тираж 8 экз. Заказ № 148.

Учреждение образования «Витебский государственный технологический университет»
210038, г. Витебск, Московский пр-т, 72.
Отпечатано на ризографе учреждения образования
«Витебский государственный технологический университет»
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/172 от 12 февраля 2014 г.
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 3/1497 от 30 мая 2017 г.