МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к лабораторным работам

по дисциплине «Химия»

для студентов направления подготовки

23.03.03 Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов

(Направленность (профиль) «Автомобили и автомобильное хозяйство»)

Оглавление

Введение……... 3
Оглавление…… 4
1. Техника безопасности в химической лаборатории. Химическая посуда. 5
2. Классы неорганических соединений ……..……..... 15
3. Определение эквивалента металла ……..... 26
4. Скорость химических реакций. Влияние различных факторов на скорость химических реакций. Катализ и катализаторы…..... 35
5. Приготовление растворов заданной концентрации. Способы выражения концентрации растворов ……..... 44
6. Гидролиз солей. Изучение процесса гидролиза солей и особенности их протекания. Влияние на гидролиз различных факторов……. 52
7. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители…… 60
8. Гальваническая пара. Электрохимическая коррозия металлов. Защита от коррозии.……..… 69
9. Электролиз водных растворов солей……..... 79

Лабораторная работа № 1

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ. ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Цель работы. Усвоить правила работы и поведения в химической лаборатории, правила техники безопасности, меры предупреждения и предотвращения несчастных случаев.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индексы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: правила поведения, содержания рабочего места и техники безопасности при работе в химической лаборатории; особенности работы с концентрированными веществами (кислотами, щелочами) и сильными окислителями.

На основании анализа и обобщения полученной информации

У**меть:** самостоятельно организовывать безопасную работу с основными приборами, химическим оборудованием, химическими реактивами.

Владеть: методами безопасной работы в химической лаборатории;

– способностью демонстрировать знания в данной области и готовность использовать их в случае оказания первой помощи.

Теоретическая часть

Знание правил работы в химической лаборатории и прохождение первичного инструктажа по технике безопасности является обязательным условием для допуска студента к выполнению лабораторной работы.

Соблюдение правил работы и техники безопасности обеспечивает нормальное прохождению процесса изучения дисциплины «Химия» в формате лабораторных работ. Правила работы регламентируют основные модели поведения, которые препятствуют возникновению какой-либо внештатной ситуации, но определяют алгоритм действий в случае наступления такой ситуации и позволяют снизить риск несчастного случая до минимума.

Оборудование и материалы

Химическая лаборатория с комплектом необходимого оборудования: вытяжной шкаф с принудительной вентиляцией, лабораторные столы с подсветкой и электрическими розетками на 220 и 12 В, лабораторные стулья, мойки, средства защиты, специализированные шкафы для хранения химреактивов.

Указания по порядку выполнения работы

Внимательно изучите следующие указания и распишитесь в журнале по технике безопасности (получить у лаборанта).

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Студенты, не знающие правил работы с отдельными приборами, а также правил техники безопасности или сознательно нарушающие их, к работе в лаборатории не допускаются.

2. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок. С первых дней работы в лаборатории студент должен выработать в себе самостоятельность и серьезное отношение ко всем процессам лабораторного эксперимента, что включает теоретическую и практическую подготовку, подготовку химических реактивов, расчет данных и проведение са-

мого опыта.

3. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя или дежурного лаборанта.

4. При работе в лаборатории строго запрещается выполнять опыты, не предусмотренные лабораторным практикумом.

5. Запрещается работать в лаборатории одному.

6. Работайте в лаборатории стоя.

7. Работать студент должен за закрепленным за ним рабочим местом.

8. Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду.

9. Экономьте реактивы, газ, воду, электричество.

10. Реактивы общего пользования не уносите на свои рабочие места. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то берите их в минимальном количестве.

11. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, приборами и реактивами. Если посуда оказалась разбитой сдайте ее дежурному лаборанту.

12. Во время проведения опыта пользуйтесь только дистиллированной водой.

13. Не путайте пробки от склянок с разными реактивами. Сухие реактивы нужно брать только чистым шпателем, неизрасходованные реактивы не высыпайте (не выливайте) в те склянки, из которых они взяты.

14. При использовании реактивов и препаратов внимательно читайте надписи на этикетках. Пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными этикетками категорически запрещается.

15. Не работайте с грязной посудой, сами не оставляйте ее немытой.

16. Не пускайте прибор без предварительной проверки. Не оставляйте включенный прибор без присмотра.

17. Не выносите из лаборатории приборы, реактивы, посуду.

18. Особую осторожность соблюдайте при работе с ядовитыми и вред-

ными веществами: с концентрированными кислотами и щелочами. Работу с ними проводите только в вытяжном шкафу, окна которого должны быть открыты не более чем на одну треть.

19. Не выливайте в раковины остатки кислот, щелочей, огнеопасных жидкостей и т.д. Сливайте эти вещества в специальные склянки, помещенные в вытяжной шкаф. Не бросайте в раковину бумагу, песок, металлы и др. твердые вещества.

20. Осторожно, внимательно работайте с газовыми горелками, т.к. они являются источниками возникновения пожара. Соблюдайте правила пользования газовыми горелками.

21. При нагревании или кипячении жидкости (особенно с осадком) на газовой горелке или спиртовке во избежание разбрызгивания нагревать верхнюю часть пробирки, при этом держать отверстием от себя и работающих рядом.

22. При взвешивании сухих реактивов не высыпайте их прямо на чашку весов. Взвешивайте на часовом стекле или на фильтровальной бумаге.

23. Запрещается курить и принимать пищу в химической лаборатории.

24. Не пробуйте на вкус какие-либо реактивы и препараты. Со всеми веществами в лаборатории обращайтесь, как с более или менее токсичными.

25. Во время работы надевайте халат: имейте в лаборатории мыло и полотенце. После окончания работы тщательно вымойте руки с мылом.

26. При всех несчастных случаях сразу же обращаться к преподавателю или к дежурному лаборанту.

27. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли газ, вода, электричество.

ОСОБЫЕ МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ
И ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

1. Запрещается проводить на рабочих столах опыты, сопровождающиеся выделением легколетучих токсичных веществ: аммиака, брома, хлора, йода, оксидов азота, оксида углерода (II), оксида серы (IV), сероводорода и др.

2. При разбавлении концентрированной серной кислоты лейте кислоту в воду, а не наоборот (в противном случае первые порции воды, смешиваясь с кислотой, вскипают, разбрызгиваясь во все стороны).

3. Разбавлять концентрированную серную кислоту, а также готовить хромовую смесь или производить другие операции, связанные с выделением большого количества теплоты, нужно только в посуде из толстостенного стекла или фарфора.

4. Попавшие на открытые участки тела брызги концентрированной кислоты быстро сотрите тканью или фильтрованной бумагой, хорошо впитывающей влагу, смойте большим количеством воды, после чего промойте пораженный участок 2-5%-ным раствором пищевой соды. Щелочь смывайте водой до тех пор, пока не исчезнет ощущение скользкости. Затем нейтрализуйте 1%-ным раствором борной кислоты.

5. При случайном попадании реактивов внутрь, рекомендуется выпить побольше воды. Наряду с этим необходимо: а) при отравлении кислотами выпить стакан 2% раствора двууглекислой соды; б) при отравлении щелочами выпить стакан 2% уксусной или лимонной кислоты.

6. Опыты с бромом проводите только в вытяжном шкафу, не допуская вдыхания его паров. Остерегайтесь попадания на открытые участки тела капель брома, ибо они вызывают сильные труднозаживающие ожоги. В случае попадания брома на открытые участки тела промойте обожженное место концентрированным раствором тиосульфата натрия.

7. При случайном вдыхании паров брома необходимо понюхать разбавленный раствор аммиака (нашатырного спирта), а затем выйти на свежий

воздух, сделать искусственное дыхание и вызвать врача.

8. Работая со щелочами, с щелочными металлами надевать защитные очки.

9. Аммиачный раствор серебра готовьте перед опытом в количестве, необходимом для работы, поскольку при хранении раствор может взрываться в результате образования гремучего серебра.

10. Работайте с легко воспламеняющимися жидкостями и газами вдали от открытого огня, чаще всего в специально оборудованных вытяжных шкафах. Для тушения воспламенившегося спирта, эфира или других растворителей, пользуйтесь песком, засыпая им пламя.

11. При появлении ожогов пораженное место смочите концентрированным раствором перманганата калия ($KMnO_4$) или приложите вату, смоченную этиловым спиртом.

12. При неосторожном изгибании трубок, возможен порез и ранения. При порезах в первую очередь нужно удалить из раны осколки, края раны дезинфицировать 3%-ным спиртовым раствором йода, а затем наложить стерильную повязку, при сильных кровотечениях следует наложить выше раны жгут и вызвать врача или направить пострадавшего в медпункт университета (поликлинику).

13. В случае воспламенения одежды не следует бежать, надо набросить на пострадавшего противопожарное полотно, халат и т.п.

РАБОЧЕЕ МЕСТО СТУДЕНТА

Для выполнения лабораторного практикума за каждым студентом закреплено рабочее место (часть лабораторного стола). На каждое рабочее место выдается штатив пробирок и предметы индивидуального пользования.

С самого начала работы студент должен правильно использовать свое рабочее место, т.е. рационально на нем размещать приборы, посуду, рабочий журнал, в котором делаются необходимые записи. Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не загромождать его посторонними предметами.

Чистота посуды и рабочего места является залогом успешного проведения всех опытов и экспериментов. Чем выше культура студента, тем аккуратнее его рабочее место, тем более правильными будут полученные им результаты.

При выполнении лабораторной работы пользуйтесь своими наборами посуды и реактивов, а при отсутствии чего-либо обращайтесь к лаборанту. Не берите недостающие реактивы или посуду с других горок. Не забывайте так же о том, что, выполняя различные опыты с концентрированными кислотами, щелочами, токсичными и сильнопахнущими летучими соединениями, работу необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Находясь на своем рабочем месте, не создавайте неудобств для своих товарищей, не отвлекайте их от работы и громко не разговаривайте.

После окончания всей запланированной работы уберите свое рабочее место, а также в вытяжном шкафу, где проводили отдельные опыты.

1. Химическая посуда общего назначения

Пробирки представляют собой узкие цилиндрической формы сосуды с закругленным дном; они бывают различной величины и диаметра и из различного стекла.

Обычные лабораторные пробирки изготовляют из легкоплавкого стекла, но для особых работ, когда требуется нагревание до высоких температур, пробирки изготовляют из тугоплавкого стекла или кварца.

Кроме обычных, простых, пробирок, применяют также градуированные и центрифужные конические пробирки.

Для хранения пробирок, находящихся в работе, служат специальные деревянные, пластмассовые или металлические штативы

Химические стаканы представляют собой цилиндры различной емкости. Так же как и другую химическую посуду, стаканы делают из фарфора и из химически стойкого стекла. Они бывают: с носиками и без носиков, фарфоро-

вые стаканы – с ручками и без ручек, стеклянные – с делениями для приблизительного измерения объёма или без делений.

Нагревать стаканы на голом пламени нельзя – от этого они лопаются. Нагревание следует проводить только через асбестированную сетку, на водяной, или другой бане.

Плоскодонные колбы бывают самой разнообразной емкости, начиная от 50 *мл* и до нескольких литров, со шлифом и без шлифа на горле. Их изготовляют из обычного, а также из кварцевого и специальных сортов стекла.

Конические колбы (Эрленмейера) находят широкое применение при аналитических работах (титрование). Они бывают различной емкости, с носиками и без носиков, узкогорлые и широкогорлые, с делениями (приблизительными) и без них .

Мерные цилиндры — стеклянные толстостенные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах. Они бывают самой разнообразной емкости: от 5-10 *мл* до 1 *л* и больше. Чтобы отмерить нужный объем жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления.

Пипетки служат для точного отмеривания определенного объема жидкости. Различают пипетки для жидкостей и газовые пипетки.

Пипетки для жидкостей. Обычные пипетки (пипетки Мора) представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посредине. Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет диаметр около 1 *мм*. Пипетки бывают емкостью от 1 до 100 *мл*, в верхней части их имеется метка, до которой набирают жидкости.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и пр. Различают бюретки объемные, весовые, поршневые, микробюретки и газовые.

Объемные бюретки. Это — стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженные краном. На наружной стенке по всей длине

бюретки нанесены деления в 0,1 *мл*, так что отсчеты можно вести с точностью до 0,02 *мл*.

Бюретки бывают двух типов: с притертым краном (слева) и бескрановые с оттянутым концом (справа), к которому посредством резиновой трубки присоединяют оттянутую в капилляр стеклянную трубку; резиновую трубку зажимают зажимом Мора или же внутрь ее закладывают стеклянную бусину.

В бюретки с краном можно наливать все жидкости за исключением щелочей, которые могут вызывать заедание притертого крана. Для работы со щелочами применяют бескрановые бюретки с резиновой насадкой.

Мерные колбы — необходимейшая посуда для большинства аналитических работ; они представляют собой плоскодонные колбы различной емкости; в большинстве случаев мерные колбы имеют пришлифованные стеклянные пробки. Однако часто применяют мерные колбы без пришлифованных стеклянных пробок. В таких случаях для закрывания мерных колб используют резиновые пробки соответствующего размера.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные правила поведения в химической лаборатории.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Перечислите правила работы с реактивами.
2. Какие жидкости относятся к легковоспламеняющимся? Перечислите правила работы с легковоспламеняющимися жидкостями.
3. Куда следует сливать агрессивные жидкости?
4. Как приготовить разбавленный раствор серной кислоты из концентрированной кислоты?
5. Почему нельзя греть раствор в толстостенной посуде?

Вопросы к защите лабораторной работы

Выберите один из вариантов ответа.

1. Почему твердую щелочь нельзя брать руками

1.	Плавится в руках	3.	Все указанное в предыдущих пунктах
2.	Происходит ожог рук	4.	Пачкаются руки

2. Почему нельзя пробирку с раствором нагревать в одном месте?

1.	Раствор плохо нагревается	3.	Раствор долго не закипает
2.	Может произойти выброс жидкости	4.	Пробирка начнет плавиться

3. Для чего используются вытяжные шкафы?

1.	Для безопасной работы	3.	Для всего указанного в предыдущих пунктах
2.	Для хранения агрессивных жидкостей	4.	Для хранения дистиллированной воды

4. Где хранятся концентрированные кислоты?

1.	На лабораторных столах	3.	В вытяжных шкафах
2.	В металлических ящиках	4.	В прохладных помещениях

5. Почему нельзя на рабочем месте собирать много реактивов?

1.	Можно перепутать реактивы	3.	Пачкается лабораторный журнал
2.	Создается беспорядок в работе	4.	Все указанное в предыдущих пунктах

6. Где хранятся ядовитые вещества?

1.	На лабораторных столах	3.	В прохладных помещениях
2.	В вытяжных шкафах	4.	В специальном закрытом ящике

7. Что нужно делать, если на пол пролита концентрированная серная кислота?

1.	Залить щелочью	3.	Засыпать песком и вынести
2.	Собрать кислоту стаканом	4.	Вытереть пол тряпкой

8. Как оказать первую помощь при порезе стеклом?

1.	Продезинфицировать	3.	Забинтовать

	раствором $KMnO_4$ или спирта		
2.	Смазать йодом	4.	Все указанное в предыдущих пунктах

9. Как оказать первую помощь при отравлении щелочью?

1.	Пить раствор лимонной или уксусной кислоты	3.	Пить воду
2.	Пить раствор соды	4.	Пить кашицу из оксида магния

10. Как оказать первую помощь при ожогах паром второй степени?

1.	Промыть струей воды	3.	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом
2.	Обработать 3-5% раствором $KMnO_4$	4.	Указанное в пунктах 2,3

11. Как оказать первую помощь при попадании кислоты в глаза?

1.	Промыть струей воды и 3%-ным раствором соды	3.	Промыть слабым раствором уксусной кислоты
2.	Промыть только водой	4.	Промыть 2%-ной борной кислотой

12. Что указывает на термостойкость посуды?

13. Каким образом следует нагревать растворы в плоскодонных и конических колбах?

14. Как необходимо подготавливать к работе бюретку?

15. При помощи, каких колб можно точно отмерить некоторое количество жидкости?

16. Перечислите виды (по типу затвора) бюреток. Их назначение.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.

Лабораторная работа №2

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель и содержание: вспомнить из школьного курса Химии классификацию и химические свойства неорганических веществ.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

Методика и порядок выполнения работы.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Раздел 1. Классификация неорганических соединений. Простые и сложные вещества.

Классификация неорганических веществ представлена на *рисунке 1, ниже*.

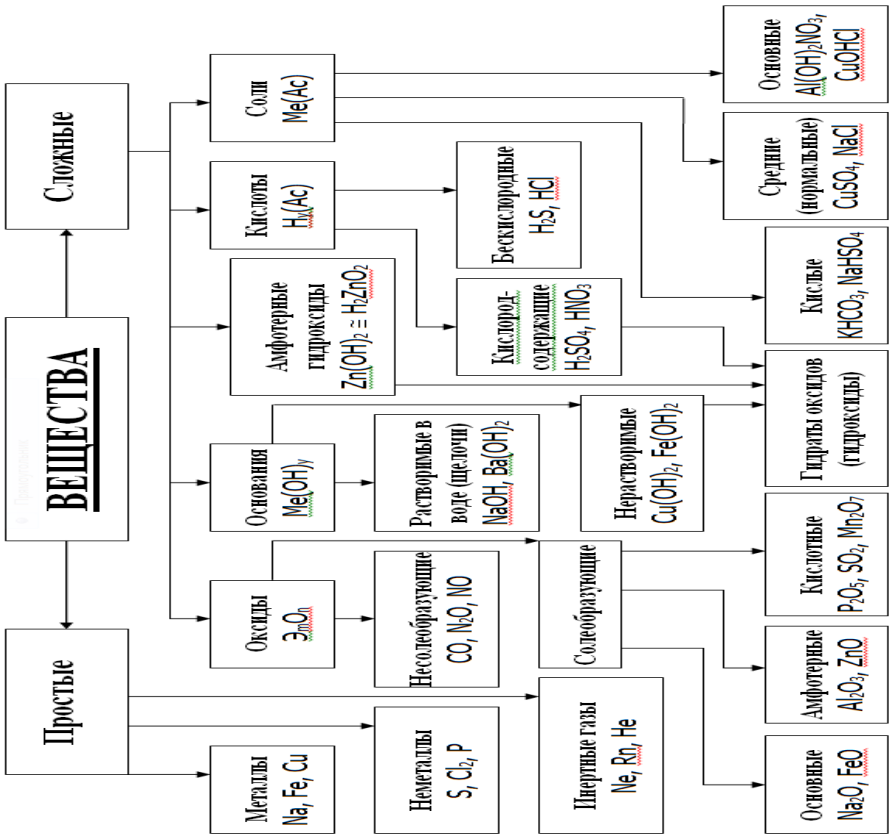


Рисунок 1 – Классификация неорганических веществ

Раздел 2. Оксиды (теоретически).

Оксиды – это сложные соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород, в степени окисления -2 (O^{-2}).

Оксиды классифицируют на несолеобразующие и солеобразущие, которые в зависимости от реакции с водой, делятся на:

- ***основные***, образованы металлами, при растворении в воде дают основания:

$Na_2O + H_2O = 2NaOH$,

- ***кислотные***, образованы неметаллами и некоторыми металлами, высших степенях окисления, при растворении в воде дают кислоты:

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$,$Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4$,

- ***амфотерные***, образованы амфотерными металлами (Zn, Al и др.), при растворении в воде дают амфотерные основания:

$Al_2O_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 \cong 2H_3AlO_3$.

Оксиды называют по образующему оксид элементу, если элемент проявляет переменную валентность, то она указывается римскими цифрами в скобках, например:

Na_2O – оксид натрия, SO_3 – оксид серы (VI), Al_2O_3– оксид алюминия.

Оксиды реагируют с водой и между собой (***закончите и уравняйте реакции***):

А) кислотные с основными **$CO_2 + K_2O =$**

Б) кислотные с амфотерными **$SO_2 + ZnO =$**

В) основные с амфотерными **$Na_2O + Al_2O_3 =$**

Основные и амфотерные оксиды реагируют с кислотами
(***закончите и уравняйте реакции***): **$CuO + HCl =$**

$Cr_2O_3 + HCl =$

Кислотные и амфотерные оксиды реагируют с основаниями (щелочами)
(***закончите и уравняйте реакции***): **$N_2O_5 + NaOH =$**

$Cr_2O_3 + NaOH =$

Также оксиды могут реагировать с солями.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Раздел 3. Гидроксиды.

К гидроксидам относят: кислоты, основания (щелочи) и амфотерные гидроксиды.

ОПЫТ 1. Реакция среды при диссоциации кислот и оснований

Кислоты – это вещества, при диссоциации в растворе которых, в качестве катиона образуют только катионы водорода H^+:$HCl = H^+ + Cl^-$.

Основания– это вещества, при диссоциации в растворе которых, в качестве анионов образуют только гидроксид – ионы OH^-: **$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$.**

Проверим это экспериментально. Внести в 3 пробирки по 1 миллилитру следующих веществ: 1 пробирка – HCl, 2 пробирка – H_2O, 3 пробирка – NaOH.

Смочить каждым раствором полоску универсального индикатора, по шкале определить значение pH и указать среду (*таблица 1*).*Таблица 1* – Результаты опыта 1

№ пробирки	*Вещество*	*Значение pH*	*Среда*
1	HCl		
2	H_2O		
3	NaOH		

ОПЫТ 2. Химические свойства кислот

Кислоты- сложные химические соединения, состоящие из ионов водорода и кислотных остатков. По числу ионов водорода кислоты делят на:

одноосновные: HCl, HNO_3; двухосновные: H_2SO_4, H_2CO_3; трехосновные: H_3PO_4.

Кислоты носят названия в соответствии со своим кислотным остатком (*таблица 2*).

2а. Реакции разбавленных кислот с металлами

В две пробирки внесите по 1 мл соляной кислоты, в первую пробирку опустить гранулу цинка, во вторую кусочек медной поволоки.

Записать наблюдения и реакции. HCl + Zn =

Наблюдения

_____

HCl + Cu =

Наблюдения _____

Таблица 2 – Названия и формулы основных кислот и кислотных остатков

Названия кислоты	***Формула кислоты***	***Формула кислотного остатка и заряд иона***	***Название кислотн. остатка***
Фтороводородная (Плавиковая)	**HF**	**F^-**	Фторид
Хлороводородная (Соляная)	**HCI**	**CI^-**	Хлорид
Бромоводородная	**HBr**	**Br^-**	Бромид
Иодоводородная	**HI**	**I^-**	Иодид
Азотистая	**HNO_2**	**NO_2^-**	Нитрит
Азотная	**HNO_3**	**NO_3^-**	Нитрат
Фосфорная	**H_3PO_4**	**PO_4^{3-}**	Фосфат
Серная	**H_2SO_4**	**SO_4^{2-}**	Сульфат
Сернистая	**H_2SO_3**	**SO_3^{2-}**	Сульфит
Сероводородная	**H_2S**	**S^{2-}**	Сульфид
Тиосерная	**$H_2S_2O_3$**	**$S_2O_3^{2-}$**	Тиосульфат
Хромовая	**H_2CrO_4**	**CrO_4^{2-}**	Хромат
Двухромовая	**$H_2Cr_2O_7$**	**$Cr_2O_7^{2-}$**	Дихромат
Марганцовая	**$HMnO_4$**	**MnO_4^-**	Перманганат
Марганцовистая	**H_2MnO_4**	**MnO_4^{2-}**	Манганат
Кремниевая	**H_2SiO_3**	**SiO_3^{2-}**	Силикат
Угольная	**H_2CO_3**	**CO_3^{2-}**	Карбонат
Щавелевая	**$H_2C_2O_4$**	**$C_2O_4^{2-}$**	Оксалат
Родановодородная	**HCNS**	**CNS^-**	Роданид
Циановодородная	**HCN**	**CN^-**	Цианид
Уксусная	**CH_3COOH**	**CH_3COO^-**	Ацетат

2б. Реакции разбавленных кислот с основными оксидами и основаниями (реакция нейтрализации)

В две пробирки внести по 1 мл соляной кислоты и 1-2 капли индикатора лакмус нейтральный. *Какую окраску приобрел раствор?*

Затем в 1ю пробирку добавить 1 микрошпатель порошка оксида магния. *Что наблюдается?*

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах:

HCl + MgO =

Окраска индикатора до реакции _____,

после реакции ___ _____

Во 2ю пробирку добавить 1 мл раствора гидроксида натрия (NaOH). Что наблюдается?

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах:

HCl + NaOH =

Окраска индикатора до реакции _____, после реакции _____В 3ей пробирке получить осадок амфотерного гидроксида алюминия($Al(OH)_3$), для этого в чистую пробирку внести 1 мл соли алюминия ($Al_2(SO_4)_3$) и несколько капель (3-5) гидроксида натрия (NaOH).

Цвет полученного осадка _____

К полученному осадку добавить соляную кислоту до полного растворения

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах:

HCl + $Al(OH)_3$ =

Наблюдения: осадок растворился *полностью / частично* (***ненужное – зачеркнуть***).

2в. Реакции разбавленных кислот с солями

Реакции разбавленных кислот с солями происходят в том случае, если в результате реакции образуется более слабая кислота, малорастворимое или летучее соединение.

Внести в 3 пробирки по 5 капель соляной кислоты (HCl).

Затем в 1ю пробирку добавить1-2 капли нейтрального лакмуса, отметить окраску.

После, в эту же пробирку добавить 10 капель ацетата натрия (CH_3COONa). *Что наблюдается? Появился ли запах?*

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах:

HCl+ CH_3COONa =

Окраска индикатора после добавления CH_3COONa стала *более/менее* интенсивная (***ненужное – зачеркнуть***).

Определить силу кислот:

HCl - _____ кислота, CH_3COOH - _____ кислота.

Запах в пробирке после реакции _____.

Во 2ю пробирку внести 2 капли раствора нитрата серебра. *Что наблюдается?*

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах: HCl+ $AgNO_3$ =

Цвет осадка _____

В 3ю пробирку внести 1 микрошпатель карбоната натрия (Na_2CO_3). Что наблюдается?

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах: HCl+ Na_2CO_3 =

Цвет _____и запах _____выделяющегося газа. Какой это газ? _____

ОПЫТ3.Химические свойства оснований (щелочей)

Основаниями называют сложные вещества, состоящие из иона металла или аммония $(NH_4)^+$ и одной или нескольких гидроксогрупп - $(OH)^-$.

По числу гидроксогрупп основания делят на:

однокислотные: NaOH; двухкислотные: $Ba(OH)_2$; трехкислотные: $Fe(OH)_3$

По растворимости в воде основания делятся на растворимые (щёлочи) и нерастворимые. Единственным основанием, образованным ни металлом, а сложным составным катионом является гидроксид аммонияNH_4OH.

Основания носят названия «гидроксид, соответствующего металла», если металл проявляет переменную валентность, то она указывается римскими цифрами в скобках, например: NaOH – гидроксид натрия (едкий натр), $Ba(OH)_2$ – гидроксид бария,

$Fe(OH)_3$– гидроксид железа (III).

3а. Реакции оснований (щелочей) с кислотными оксидами (теоретически)

Закончить и уравнять реакцию ионного обмена в молекулярном виде и записать ее в полном и сокращенном ионном видах:

$Ca(OH)_2 + \ CO_2 =$

3б. Реакции оснований (щелочей) с разбавленными кислотами (реакция нейтрализации)(теоретически)

(Смотри Опыт 2б, 2я пробирка)

Закончить и уравнять реакцию ионного обмена в молекулярном виде и записать ее в полном и сокращенном ионном видах:

$KOH + \ H_2SO_4 =$

3в. Реакции оснований (щелочей) с солями

Щёлочи взаимодействуют с солями, если после реакции образуются труднорастворимые или слабые основания.

В две пробирки налить по 1 мл раствора гидроксида натрия (NaOH).

В 1ю пробирку добавить 1 мл сульфата меди (II) ($CuSO_4$). *Что наблюдается?*

Закончить и уравнять реакцию ионного обмена в молекулярном виде и записать ее в полном и сокращенном ионном видах:

$NaOH + \ CuSO_4 =$

Цвет выпавшего осадка _____.

Осторожно нагрейте пробирку и отметьте изменение цвета осадка. Закончите уравнение разложения гидроксида меди (II):

$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t}$

Цвет осадка _____.

Во 2ю пробирку капнуть 1-2 капли индикатора фенолфталеин, отметить интенсивность окраски. Затем прилить 2 мл раствора, содержащего ион аммония (NH_4^+). Что наблюдается? Появился ли характерный запах?

Закончить и уравнять реакцию ионного обмена, записать ее в полном и сокращенном ионном видах:

$NaOH + NH_4Cl \rightarrow$

Окраска индикатора после добавления NH_4^+ стала *более/менее* интенсивная

(***ненужное – зачеркнуть***).

Определить силу оснований:

NaOH - _____ основание, NH_4OH - _____ основание.

Запах пробирки после реакции _____.

3г. Взаимодействие щелочей с амфотерными основаниями.

В пробирке получитьосадок амфотерного гидроксида алюминия($Al(OH)_3$), для этого в чистую пробирку внести 1 мл соли алюминия ($Al_2(SO_4)_3$) и 3капли гидроксида натрия (NaOH). Цвет полученного осадка _____

Затем, к полученному осадку добавлять едкий натр (NaOH) до полного растворения

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах:

$NaOH + Al(OH)_3 =$

Наблюдения: осадок растворился *полностью / частично* (***ненужное – зачеркнуть***).

3д. Химические свойства амфотерных оснований (теоретически)

Амфотерными называются такие основания, которые взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами. Амфотерные основания (соответствуют амфотерным оксидам): $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, и др.

(Смотри Опыты 2б, 3г) (теоретически)

Амфотерные основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах

$Zn(OH)_2 + HCl =$

Амфотерные основания взаимодействуют со щелочами:

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах

$Zn(OH)_2 + NaOH =$

Раздел 4. Соли

Соли - это вещества, состоящие из ионов металлов и кислотного остатка. Соли делятся на: средние, кислые, основные и комплексные.

Средние соли- это продукты полного замещения ионов водорода в кислоте металлом. Например: K_2SO_4, $CuCl_2$, $Al(NO_3)_3$ и др.

Название соли состоит из двух слов: название аниона (кислотного остатка) (Таблица 1) и катиона, например: NaCl - хлорид натрия.

Если металл проявляет переменную степень окисления, то в скобках указывается её величина. Например: $FeSO_4$ - сульфат железа (II), $Fe_2(SO_4)_3$ - сульфат железа (III).

Кислые соли- это продукты неполного замещения ионов водорода в кислоте на металл. Например: $Ba(HS)_2$, $Mg(HCO_3)_2$ и др.

Название кислой соли образуется добавлением к аниону приставки "гидро" с указанием числа атомов водорода. Например:

Na_2HPO_4 - гидрофосфат натрия, NaH_2PO_4 - дигидрофосфат натрия.

Основные соли- это продукты неполного замещения ионов гидроскоруппы в основании на кислотный остаток. Например: $Ca(OH)NO_3$, Zn(OH)Cl и др.

Название основной соли образуется добавлением к аниону приставки "гидроксо"с указанием числа гидроксогрупп. Например:

$FeOHCl_2$ - гидроксохлорид железа (III); $Fe(OH)_2Cl$ - дигидроксохлорид железа (III).

Опыт 1.Химические свойства солей

Реакциив растворахсолей происходят в том случае, если в результате реакции образуется малорастворимое соединение или слабый электролит.

Взять 2 пробирки. В каждую поместить по 1 мл йодида калия (KI).

Затем в 1юдобавить 1 мл хлорида натрия (NaCl). *Что наблюдается?*

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах

KI + NaCl =

Во 2ю добавить 1 каплю нитрата серебра ($AgNO_3$). Описать наблюдения.

Закончить уравнение ионного обмена в молекулярном виде и записать его в полном и сокращенном ионном видах

KI + $AgNO_3$ =

Цвет осадка _____.

Задачи для самоподготовки:

1. Назовите вещества:

$BaOHNO_3$
$Fe_2(CO_3)_3$
$LiHSO_4$
$K_2Cr_2O_7$
$MnSO_3$
$Al(OH)_2Cl$
NaH_2PO_4

Лабораторная работа № 3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы. Ознакомление с понятием химического эквивалента вещества, методикой экспериментального определения эквивалентной массы и расчетами, связанными с законом эквивалентов.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: понятие эквивалента**;** способы определения молярной массы эквивалента металла; закон эквивалентов.

Уметь: применять методы математического анализа и моделирования для определения молярной массы эквивалента металла;

– привлекать соответствующий физико-математический аппарат для расчета эквивалентной массы различных соединений;

Владеть: умением проводить измерительный эксперимент и оценивать результаты измерений;

– знаниями направлений полезного использования природных ресурсов, энергии и материалов.

Теоретическая часть

Эквивалент (Э) – это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Так же, как молекула, атом или ион, эквивалент безразмерен. И так же, как в случае молекул, атомов или ионов, состав эквивалентов выражают с помощью знаков и формул.

Для того чтобы определить состав эквивалентов вещества и правильно записать его химическую формулу, надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

Рассмотрим несколько примеров определения формулы эквивалента:

а) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$.

В данной окислительно-восстановительной реакции участвует два электрона. На один электрон приходится

$$\frac{1}{2}Zn + HCl = \frac{1}{2}ZnCl_2 + \frac{1}{2}H_2,$$

т.е. одному электрону соответствует $\frac{1}{2}$ атома Zn, одна молекула HCl, $\frac{1}{2}$ молекулы $ZnCl_2$ и $\frac{1}{2}$ молекулы H_2.

Отсюда $Э(Zn) = \frac{1}{2}Zn$; $Э(HCl) = HCl$; $Э(ZnCl_2) = \frac{1}{2}ZnCl_2$; $Э(H_2) = \frac{1}{2}H_2$.

б) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

В данной окислительно-восстановительной реакции участвует четыре электрона. На один электрон приходится

$$\frac{1}{2}H_2 + \frac{1}{4}O_2 = \frac{1}{2}H_2O.$$

Отсюда $Э(H_2) = \frac{1}{2}H_2$; $Э(O_2) = \frac{1}{4}O_2$; $Э(H_2O) = \frac{1}{2}H_2O$.

в) $2NaOH + H_2SO_4 = 2H_2O + Na_2SO_4$

В данной ионообменной реакции участвует два иона водорода. На один ион водорода приходится

$$NaOH + \frac{1}{2}H_2SO_4 = H_2O + \frac{1}{2}Na_2SO_4.$$

Поэтому $Э(NaOH) = NaOH$; $Э(H_2SO_4) = \frac{1}{2}H_2SO_4$; $Э(H_2O) = H_2O$; $Э(Na_2SO_4) = \frac{1}{2}Na_2SO_4$.

Единицей количества вещества является моль. Моль – количество вещества, содержащего $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурных элементов: атомов, молекул, ионов, эквивалентов. Таким образом, моль эквивалентов – количество вещества, содержащего $6{,}02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. Массу одного моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов вещества ($M_Э$), *г/моль*. Например, молярные массы эквивалентов веществ в рассмотренных реакциях равны:

$$M_Э(Zn) = \frac{1}{2}M(Zn) = \frac{1}{2} \cdot 65 = 32{,}5 \ г/моль;$$

$$M_Э(HCl) = M(HCl) = 36{,}5 \ г/моль;$$

$$M_Э(O_2) = \frac{1}{4}M(O_2) = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \ г/моль$$ и т.д.[1]

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества, участвующего в обменной реакции, можно использовать следующие формулы:

---

[1] Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, получило название фактора эквивалентности $f_Э$. Например, в рассматриваемых реакциях . $f_Э(Zn) = \frac{1}{2}$(Zn); $f_Э(O_2) = \frac{1}{4}$; $f_Э(NaOH) = 1$.

а) для простого вещества

$$M_Э = \frac{M_A}{B}, \tag{9}$$

где M_A - молярная масса атома данного вещества, B – валентность элемента;

б) для сложного вещества, участвующего в ионообменной реакции

$$M_Э = \frac{M}{B \cdot n}, \tag{10}$$

где M – молярная масса данного вещества, B – валентность функциональной группы, n – число функциональных групп в молекуле.[2] Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла. Например,

$$M_Э(H_2SO_4) = \frac{98}{1 \cdot 2} = 49 \ г/моль; \ M_Э(Al_2(SO_4)_3) = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \ г/моль;$$

в) для сложного вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции

$$M_Э = \frac{M}{n(\bar{e})}, \tag{11}$$

где M – молярная масса данного вещества, $n(\bar{e})$ - количество электронов передаваемых от восстановителя к окислителю.

Остановимся на понятии объёма моля эквивалентов газа. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях (T = 273 $К$, p = 101,325 $кПа$) занимает объем, равный 22,4 $л$. Исходя из этой величины можно рассчитать объем одного моля эквивалентов газа при нормальных условиях.

Например, для водорода: $Э(H_2) = \frac{1}{2} H_2$; моль эквивалентов водорода в два раза меньше его моля (молекул) и поэтому объем одного моля эквивалентов водорода также в два раза меньше его молярного объема:

---

[2] Для слабых многоосновных кислот, оснований и образуемых ими солей учитываются только реально замещаемые группы. Например, для ортофосфорной кислоты, участвующей в реакции

$$H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O$$

$Э(H_3PO_4) = H_3PO_4$, а, следовательно, $M_Э(H_3PO_4) = \frac{98}{1 \cdot 1} = 98 \ г/моль$.

$V_Э(H_2) = \frac{1}{2} \cdot 22{,}4 = 11{,}2$ *л/моль*.

Для кислорода: $Э(O_2) = \frac{1}{4} O_2$, отсюда объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема: $V_Э(O_2) = \frac{1}{4} \cdot 22{,}4 = 5{,}6$ *л/моль*.

В основе стехиометрических расчётов лежит закон эквивалентов: **количества молей эквивалентов ($n_Э$), участвующих в реакции веществ, равны между собой**. В общем случае для реакции $A + B + ... \rightarrow C + D + ...$ имеем

$$n_Э(A) = n_Э(B) = n_Э(C) = n_Э(D) = ..., \quad (12)$$

Поскольку все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах, то можно рассчитывать их количества без уравнения реакции. Так для двух реагирующих веществ А и В с учётом того, что $n_Э = \frac{m}{M_Э}$ получаем:

$$\frac{m(A)}{M_Э(A)} = \frac{m(B)}{M_Э(B)}, \quad (13)$$

Отсюда видно, что если вещества А и В – известны, то не прибегая к уравнению реакции можно вычислить массу вещества $m(A)$ по известной $m(B)$ и наоборот.

С другой стороны, если одно из веществ неизвестно, но известна его масса, которая вступила в реакцию, то по формуле (11) легко рассчитать его молярную массу эквивалентов.

Учитывая, что при нормальных условиях $n_Э = \frac{V}{V_Э}$, можно составить аналогичное выражение, связывающее объёмы реагирующих газообразных веществ или комбинированную формулу, которая связывает массу одного и объём другого вещества.

Оборудование и материалы

Прибор для определения эквивалента металла. Термометр. Барометр. Мензурка на 25-50 *мл*. Фильтровальная бумага. Кристаллический реактив: Mg или Al (навеска около 0,1 *г*, взятая с точностью $\pm 0{,}2$ *мг*). Хлороводородная кислота (конц.)

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт проводится в приборе, показанном на рисунке 18.

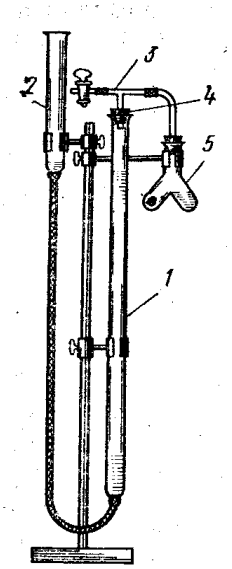


Рисунок 18. Прибор для определения эквивалента металла: *1*- бюретка на 100 *мл*; *2* - уравнительный сосуд; *3* - стеклянный тройник с каучуковой трубкой и краном; *4* - каучуковая пробка; *5* - склянка Оствальда с пробкой.

Порошок металла с известной массой, завёрнутый в фильтровальную бумагу, поместите в одно колено склянки Оствальда (5). В другое колено, с помощью пипетки налейте 10-12 *мл* раствора HCl . Осторожно укрепите склянку Оствальда в зажиме штатива и присоединить к тройнику (3), плотно закрыв пробки в бюретке и в склянке Оствальда. При открытом зажиме на тройнике доведите с помощью уравнительного сосуда (2), поднимая и опуская его, уровень воды в бюретке (1) точно до метки «0» (нижний уровень мениска воды и

нулевое деление бюретки должны совпасть и быть на уровне глаза). Закройте зажим и испытайте прибор на герметичность, для чего опустите уравнительный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепите его. При опускании уравнительного сосуда уровень воды в бюретке несколько понизится. Если через 1-2 *мин* дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

После испытания прибора на герметичность, не поднимая уравнительный сосуд, наклоните штатив и перелейте кислоту в колено, где находится металл. Тотчас начинается выделение водорода и вытеснение воды из бюретки в уравнительный сосуд. По окончании реакции следует подождать 10-15 *мин*, чтобы газ в приборе принял температуру окружающего воздуха. Определите объем выделившегося водорода. Массу металла *m* и объём водорода *V* запишите в таблицу 3.

Таблица 3. Исходные данные к расчёту эквивалента металла

m, г	*V, м*^{3}	*T, K*	*P, Па*	$\overline{p}(H_2O)$, *Па*	$\overline{p}(H_2)$, *Па*

Используя термометр и барометр, определите в лаборатории температуру *T* и атмосферное давление *P*. Для расчёта необходимо знать парциальное давление водорода $\overline{p}(H_2)$, которое можно рассчитать по формуле:

$$\overline{p}(H_2) = P - \overline{p}(H_2O), \tag{14}$$

где $\overline{p}(H_2O)$ – парциальное давление насыщенного водяного пара при данной температуре (табл. 4).

Таблица 4. Давление насыщенного водяного пара

t, $^\circ C$	$\overline{p}(H_2O)$, кПа	t, $^\circ C$	$\overline{p}(H_2O)$, кПа
15	1,68	23	2,81
16	1,81	24	2,99
17	1,93	25	3,17
18	2,07	26	3,36
19	2,20	27	3,56
20	2,33	28	3,75
21	2,49	29	3,97
22	2,64	30	4,21

Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла двумя путями.

1. Вычислите массу вытесненного водорода по уравнению Клапейрона-Менделеева (формула 6). И далее по формуле (13) вычислите $M_э$ данного металла.

2. Приведите объем выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению Клапейрона (формула 3). Выведите выражение закона эквивалентов, связывающее массу металла и объём водорода при н.у., и рассчитайте $M_э$ металла.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта, таблицу 3 и расчётные формулы с вычислениями $M_э$ способом 1 и 2.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Что называется эквивалентом вещества.
2. Как связаны молярная масса вещества и молярная масса эквивалента?
3. Как определить молярную массу эквивалентов а) простого вещества, б) сложного вещества, участвующего в ионообменной реакции; в) сложного вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции? Приведите примеры и расчеты.
4. Сформулируйте закон эквивалентов.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Укажите правильную последовательность цифр для составления определения понятия эквивалента –

   Эквивалент - это
   1) 1 моль
   2) водород
   3) атом

4) количество
5) замещает
6) которое
7) или присоединяет
8) вещество

2. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным?

1.	хлора	3.	обоих элементов
2.	фосфора	4.	для обоих элементов имеет переменное значение

3. Одинакова ли молярная масса эквивалента железа в соединениях $FeCl_2$ и $FeCl_3$?

1.	да	3.	в первом соединении меньше, чем во втором
2.	нет	4.	во втором соединении больше, чем в первом

4. Сколько оксида получится при окислении 3 *г* металла, эквивалентная масса которого равна 9 *г*?

1.	7,5	3.	5,7
2.	8,5	4.	3,5

5. Какие объемы займут при нормальных условиях массы одного эквивалента кислорода и одного эквивалента водорода соответственно:

1.	5,6 и 22,4	3.	5,6 и 11,2
2.	11,2 и 22,4	4.	6,72 и 22,4

6. Будет ли эквивалентная масса металла завышена или занижена, если:
   а) в металле были примеси, нерастворимые в кислоте;
   б) при расчете не была введена поправка на давление пара воды?
7. При взаимодействии 0,049 *г* металла выделилось 28,5 *мл* водорода (t=22^oC, P=745 *мм.рт.ст*). Напишите уравнение реакции. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его молярную массу.

8. 0,493 *г* хлористого соединения некоторого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 *г* хлорида серебра. Вычислить эквивалент металла.
9. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для реакции с 15 *г* элемента, имеющего молекулярную массу эквивалента 3 *г/моль*.
10. Рассчитайте молярную массу эквивалента перманганата калия $KMnO_4$, рассматривая данное соединение как: а) соль; б) окислитель, превращающийся в MnO_2; в) окислитель, превращающийся в $MnSO_4$.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.
4. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
5. http://www.chem.msu.su – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

Лабораторная работа № 4

Скорость химических реакций. Влияние различных факторов на скорость химических реакций. Катализ и катализаторы

Цель работы. Изучение скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, температуры.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определение скорости реагирующих веществ;

– зависимость скорости реакции от различных факторов: концентрации, температуры, площади поверхности твердой фазы, катализатора;

– математические формулы расчета скорости реакции исходя из закона действующих масс, формулу расчета температурного коэффициента по правилу Вант-Гоффа.

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: определять скорость химической реакции;

– писать кинетические уравнения скорости реакции;

– устанавливать зависимость скорости реакции от влияния различных факторов и представлять их в виде графической зависимости.

– рассчитывать величину температурного коэффициента на основании экспериментальных данных

Владеть: навыками применения методов математического анализа для проведения химического эксперимента по установлению скорости химической реакции и влияния различных внешних факторов на нее;

– навыками расчета скорости химической реакции, температурного коэффициента.

Теоретическая часть

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действующих масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Например, для реакции

$$H_2(г) + I_2(г) \rightarrow 2HI(г)$$

закон действующих масс может быть записан

$$v = kC(H_2) \cdot C(I_2)$$

где v – скорость химической реакции; k – константа скорости; $C(H_2)$ и $C(I_2)$ – концентрации реагирующих веществ.

Реакции в гетерогенной системе [например, $C(к) + O_2(г) \rightarrow CO_2(г)$] осуществляются на поверхности раздела между фазами. Поэтому скорость гетерогенных реакций при постоянной температуре зависит не только от концен-

трации веществ, но и от площади поверхности раздела. Так, для вышеуказанной реакции закон действующих масс имеет вид

$$v = kC(O_2) \cdot S$$

где k – константа скорости; $C(O_2)$ – концентрация кислорода; S – площадь поверхности раздела между фазами.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где v_1 и v_2 – скорости реакции соответственно при температурах T_1 и T_2, γ – температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов.

Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания.

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом увеличивается.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Секундомер. Водяная баня (с крышкой имеющей отверстия для пробирок) – 2 шт. Термометр на $50^{\circ}C$. Стеклянная палочка. Пипетки капельные. Фильтровальная бумага. Шпатель. Реактивы кристаллические: карбонат кальция (мел). Реактивы концентрированные: хлороводородной кислоты (плотность 1,19 $г/см^3$). Вода дистиллированная. Растворы: тиосульфата натрия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н., насыщ.), роданида калия (0,5 н., насыщ.), сульфата меди (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + S_{\downarrow} + SO_2 + H_2O. \quad (15)$$

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 5 капель раствора $Na_2S_2O_3$ и 10 капель воды, во вторую – 10 капель раствора $Na_2S_2O_3$ и 5 капель воды, в третью – 15 капель раствора $Na_2S_2O_3$. Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, концентрация $Na_2S_2O_3$ (в моль) будет: в пробирке № 1 – *c*, в пробирке № 2 – *2c*, в пробирке № 3 – *3c*.

В пробирку № 1 добавьте одну каплю серной кислоты (H_2SO_4) и одновременно включите секундомер. По секундомеру измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавьте по одной капле серной кислоты в пробирки № 2 и № 3; отмечая время до появления в растворе опалесценций. *Данные опыта занесите в таблицу 6. Схематически зарисуйте график зависимости скорости химической реакции от концентрации реагента.*

Таблица 6. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагента.

№ наблюдения	Концентрация $Na_2S_2O_3$, отн. ед.	Время течения реакции τ, с	Скорость реакции $1/\tau$, c^{-1}
1			
2			
3			

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе

Чтобы выяснить, как влияет температура на скорость реакций, проведём реакцию (15), отмечая время её протекания секундомером, три раза: одно наблюдение выполним при комнатной температуре, второе – при температуре на $10^{\circ}C$ выше комнатной, третье – на $20^{\circ}C$ выше комнатной.

Для выполнения данной работы используются два общих термостата (водяные бани), отрегулированные на определенную температуру: один – на $10^{\circ}C$ выше комнатной температуры, другой – на $20^{\circ}C$. Обозначим их соответственно №1 и №2. Температура воды в термостатах, а также температура воздуха в помещении контролируется термометром.

В одно из отверстий термостата №1 вставьте термометр, конец которого опустите в воду, в другое отверстие – пробирку с раствором H_2SO_4 и опущенной в него пипеткой, в третье – пробирку с 10 каплями раствора $Na_2S_2O_3$. Аналогичные приготовления нужно сделать и на термостате №2. Пробирки нагреваются в течении 10-15 *мин*. В это время можно провести наблюдение при комнатной температуре. Для этого, взяв третью пробирку с 10 каплями раствора $Na_2S_2O_3$, нужно добавить в нее одну каплю серной кислоты и одновременно включить секундомер. Измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции.

Через 10-15 *мин* выдержки пробирок в термостатах выполним эти же измерения с нагретыми реактивами: не вынимая пробирки с тиосульфатом из термостата, добавим в неё одну каплю серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате, и определим время течения реакции. *Полученные данные занесите в таблицу 7. Схематически зарисуйте график зависимости скорости химической реакции от температуры.*

Таблица 7. Зависимость скорости химической реакции от температуры

№ наблюдения	Температура t, $^{\circ}C$	Время течения реакции τ, с	Скорость реакции $1/\tau$, c^{-1}
1			
2			
3			

Опыт 3. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Возьмите два небольших по возможности одинаковых кусочка мела ($CaCO_3$). Один из них положите на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок поместите в коническую пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую коническую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте одинаковое количество (10-20 капель) концентрированной HCl. Отметьте время полного растворения мела в каждом случае (приблизительно).

Напишите уравнение соответствующей реакции и опишите результаты наблюдения.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции.

В две пробирки внесите по 10 капель раствора роданида калия ($KSCN$) и по 1 капле раствора хлорида железа (III) ($FeCl_3$). В результате реакции образуется роданид железа (III) $Fe(SCN)_3$ темно-красного цвета:

$$FeCl_3 + 3KSCN = Fe(SCN)_3 + 3KCl\,. \qquad (16)$$

В одну из пробирок добавить 1 каплю раствора сульфата меди ($CuSO_4$). В обе пробирки внести по 10 капель тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$). Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия:

$$2Fe(SCN)_3 + 2Na_2S_2O_3 = Na_2S_4O_6 + 2Fe(SCN)_2 + 2NaSCN\,. \qquad (17)$$

Отметить все наблюдаемое. Что являлось катализатором в данном опыте?

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Результаты наблюдений для опытов 1 и 2 указываются в таблицах 6 и 7 и в виде схематических рисунков. Для опытов 3 и 4 наблюдения запишите после методик выполнения. Далее для каждого опыта сформулируйте и запишите вывод.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Дайте определение скорости гомогенной химической реакции. Каковы ее физический смысл и единицы?
2. Перечислите факторы, влияющие на величину скорости химических реакций.
3. Какова зависимость скорости химических реакций от концентрации реагентов? Как называется закон, определяющий эту зависимость? Как он формулируется?
4. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?
5. Что называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?
6. Что такое катализаторы? Какие вещества могут выступать в роли катализаторов? Как можно объяснить их влияние на скорость реакции?

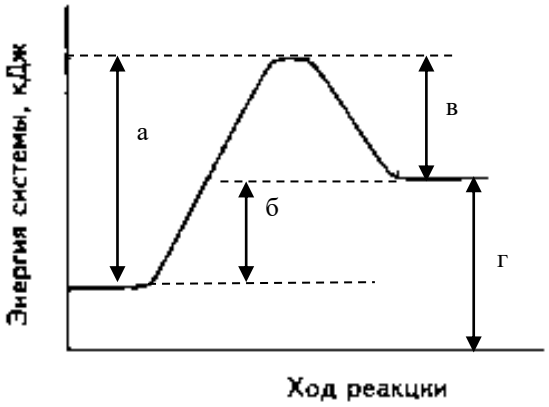
Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Какие факторы влияют на выражение скорости химической реакции?

1.	концентрация реагирующих веществ	3.	температура

2.	природа реагирующих веществ	4.	присутствие катализатора

2. Какой из отрезков на диаграмме соответствует тепловому эффекту реакции?



1.	а	3.	в
2.	б	4.	г

3. С уменьшением давления в 3 раза скорость прямой химической реакции, уравнение которой $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, уменьшится:

1.	в 3 раза	3.	в 27 раз
2.	в 9 раз	4.	в 81 раз

4. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция между

1.	Zn и KOH(р-р)	3.	$CaCO_3$ и HCl(р-р)
2.	Ca и HCl(р-р)	4.	Na_2CO_3(р-р) и HCl(р-р)

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. При повышении температуры на 50 ^oC скорость реакции:

1.	возрастает в 32 раза	3.	увеличивается в 100 раз
2.	возрастает в 5 раз	4.	не изменяется

6. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию оксида углерода (II) увеличили от 0,05 до 0, 12 *моль/л*, а концентрацию хлора от 0,03 до 0,06 *моль/л*. Вычислите, во сколько раз возросла скорость прямой реакции.
7. Растворение образца алюминия в растворе гидроксида калия при 20 *℃* заканчивается через 36 минут, а при 40 *℃* такой же образец металла растворяется за 4 *мин*. За какое время данный образец алюминия растворится при 65 *℃*?
8. При некоторой температуре и давлении в сосуде вместимостью 0,5 *л* находится 0.03 *моль* диоксида азота. Вычислите константу скорости k_1 реакции, протекающей по уравнению $2NO_2 = N_2O_4$, если скорость реакции при данных условиях равна 1,08 *моль/(л·с)*.
9. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 1,5. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30 *℃*.
10. Вычислите температурный коэффициент некоторой реакции, если при повышении температуры от 50 до 100 *℃* скорость реакции увеличилась в 1200 раз.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. http://www.chem.msu.su – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

Лабораторная работа № 5

Приготовление растворов заданной концентрации. Способы выражения концентрации растворов

Цель работы. Познакомиться с различными способами выражения состава растворов, освоить расчеты и методику приготовления растворов заданной состава способами: 1) навеской твёрдого вещества, 2) путем разбавления концентрированного раствора.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: методические приемы приготовления растворов различных концентраций;

– способы выражения концентрации растворов;

– математические представления расчета различных видов концентраций, приемы перевода одной концентрации в другую.

Уметь: на основании рациональных методов готовить растворы определенного содержания вещества в растворе;

– использовать соответствующий физико-математический аппарат для определения по плотности раствора массовой доли растворенного вещества;

– выражать содержание растворенного вещества в растворе разными способами (массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов).

Владеть: приемами работы с аналитическими весами, измерительной посудой, ареометрами при приготовлении растворов;

– навыками проведения математических расчетов разных видов концентраций.

Теоретическая часть

Способы выражения содержания растворенных веществ в растворах можно разделить на три вида (табл. 9).

Таблица 9. Способы выражения содержания вещества в растворе

Доля	Концентрация	Внесистемные единицы
Массовая ω	Массовая ρ (титр T)	Моляльность C_m
	Молярная C или C_M	
Объемная φ	Молярная конц. эквивалентов (нормальность) $C_{экв}$ или C_H	Отношения (массовые объемные, молярные)
Мольная χ	Атомная (абсолютная чистота)	

Массовая доля – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовая доля выражается в относительных единицах (сумма массовых долей всех компонентов равна 1) либо в процентах (сумма массовых долей всех компонентов равна 100). Массовая доля растворенного вещества, выраженная в процентах, называется иногда процентной концентрацией (*масс.%*):

$$\omega_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^{k} m_i} \quad \text{или} \quad \omega_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^{k} m_i} 100\% ,$$

где ω_i – массовая доля i-го компонента; m_i – масса i-го компонента, *г*; k – количество компонентов в системе (k > 2).

Мольная доля – отношение количества молей растворенного вещества к общему количеству молей в растворе:

$$\chi_i = \frac{\nu_i}{\sum_{i=1}^{k} \nu_i},$$

где χ_i – мольная доля i-го компонента; ν_i – количество молей i-го компонента, *моль*. Мольная доля аналогично массовой доле выражается в относительных единицах или процентах.

Объемная доля – отношение объема растворенного вещества к общему объему раствора:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V},$$

где φ_i – объемная доля i-го компонента, V – объем раствора, *л*; V_i – объем i-го компонента, *л*.

Моляльность – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя (*моль/кг*):

$$C_m = \frac{\nu_i \cdot 1000}{m_0},$$

где m_0 – масса растворителя, *г*.

Массовая концентрация – величина, равная отношению массы растворенного вещества к общему объему раствора (*кг/л*):

$$\rho_i = \frac{m_i \cdot 10^{-3}}{V}.$$

В химическом анализе для обозначения массовой концентрации применяется понятие **титра**. Под титром обычно понимают число граммов растворенного вещества, содержащееся в 1 *мл* раствора. Титр обозначают буквой *T* с указанием формулы соответствующего вещества. Например, 0,1 н. раствор серной кислоты содержит 0,0049 *г* H_2SO_4 в 1 *мл* раствора. Это означает, что $T(H_2SO_4) = 0{,}0049$ *г/мл*.

Молярная концентрация – величина, равная отношению количества растворенного вещества к общему объему раствора (*моль/л* или М):

$$C = \frac{\nu_i}{V} = \frac{m_i}{MV},$$

где M – молярная масса i-го компонента, *г/моль*.

Молярная концентрация эквивалентов (нормальность) – величина, равная отношению числа эквивалентов растворенного вещества к общему объему раствора (*моль/л* или н.):

$$C_{экв} = \frac{n_э}{V} = \frac{m_i}{M_{экв}V},$$

где $n_э$ – количество эквивалентов растворенного вещества (i-го компонента), *моль*; $M_{экв}$ – эквивалентная масса i-го компонента*, г/моль*.

Массовые, объемные или молярные отношения - отношения масс, объемов или количества молей компонентов и остальной части системы, выраженные в соответствующих единицах. Например, $HF : HNO_3 = 1:2$ масс. ч., т.е. массовое отношение HF к HNO_3 соответствует $1:2$. Массовыми и объемными отношениями широко пользуются при разработке условий проведения различных технологических.

Моляльность, мольная доля и массовая доля широко используются в физико-химических исследованиях, так как они не связаны с объемом раствора и не зависят от температуры. В химическом анализе для количественных определений часто пользуются титром и нормальной концентрацией, поскольку они наиболее удобны в расчётах и характеризуют содержание вещества в растворе с высокой точностью.

Оборудование и материалы

Весы технохимические. Часовое стекло (или лоток из вощеной бумаги). Шпатель (или ложка). Цилиндры мерные на 25, 50, 100, 250 *мл*. Кристаллические реактивы: карбонат натрия. Вода дистиллированная.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Приготовление концентрированного раствора карбоната натрия с заданной массовой долей

Рассчитайте массу навески Na_2CO_3 и объем воды в соответствии с данными вашего варианта (см. табл. 12, раствор №1). Исходные данные и результаты расчётов занесите в таблицу 10.

Определите на весах массу лотка для взвешивания с точностью до 0,01 *г*, поместите в него с помощью шпателя небольшое количество порошка Na_2CO_3. Доведите массу лотка с порошком до требуемого значения, осторожно добавляя его на лоток с помощью шпателя.

Перенесите навеску в колбу (стакан) и добавьте в нее примерно половину рассчитанного объема дистиллированной воды. Воду предварительно отмерить с помощью мерного цилиндра. Перемешивая, добейтесь полного растворения Na_2CO_3. Добавьте в полученный раствор оставшуюся часть воды и вновь перемешайте раствор.

Таблица 10. Результаты опыта 1.

Исходные данные			Результаты расчетов	
Массовая доля раствора ω, %	Объём раствора V, *мл*	Плотность раствора ρ, $г/см^3$	Масса навески m, *г*	Объём воды V, *мл*

Опыт 2. Приготовление разбавленного раствора карбоната натрия с заданной молярной концентрацией

Рассчитайте объемы концентрированного раствора № 1, приготовленного в опыте 1, и дистиллированной воды, которые необходимы для приготовления раствора № 2 в соответствии с данными вашего варианта (табл. 12). Исходные данные и результаты расчётов занесите в таблицу 11.

С помощью мерных цилиндров отмерьте рассчитанные объёмы раствора № 1 и воды и поместите их в коническую колбу на 250 *мл*. Полученный раствор перемешайте. Сохраните раствора № 2 для выполнения работы № 11 (перелейте в чистую пластиковую бутылку, подпишите и отдайте лаборанту).

Таблица 11. Результаты опыта 2

Исходные данные				Результаты расчетов	
Раствор №1		Раствор №2		Для приготовления раствора №2 необходимо взять *V, мл*	
ω, %	*ρ,* $г/см^3$	*C, моль/л*	*V, мл*	раствора №1	дист. воды

Таблица 12. Варианты заданий к работе № 10.

Вариант	Данные для приготовления растворов Na_2CO_3				
	Раствор № 1 (концентрированный)			Раствор № 2 (разбавленный)	
	ω, %	*ρ,* $г/см^3$	*V, мл*	*C, моль/л*	*V, мл*
1	2	1,019	190	0,10	200
2	4	1,039	150	0,11	100
3	6	1,060	180	0,16	250
4	8	1,081	120	0,18	200
5	2	1,019	140	0,09	100
6	4	1,039	170	0,12	250
7	6	1,060	130	0,17	100
8	8	1,081	110	0,19	200

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. После методики

каждого опыта должна следовать таблица результатов по указанной форме (табл. 10-11) и далее расчётные формулы с вычислениями.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объём и плотность раствора.
2. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности и мольной доли растворённого вещества.
3. Определите массовую долю серной кислоты в растворе с плотностью, равной 1,200 $г/см^3$, если в таблице приведены значения плотности, равные 1,190 $г/см^3$ и 1,205 $г/см^3$, которым соответствуют массовые доли кислоты 26 % и 28 %.
4. Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества и моляльности раствора.
5. Выведите математическое выражение закона химических эквивалентов применительно к растворам.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. К 700 *г* водного раствора этанола с массовой долей 20% добавили 240 *мл* C_2H_5OH (плотность 0,8 *г/мл*). Рассчитайте массу спирта в полученном растворе.

1.	380	3.	332
2.	892	4.	188

2. Смешали 25 *г* раствора гидроксида натрия с массовой долей 16% и 30 *мл* раствора (ρ=1,2 *г/мл*) с массовой долей того же вещества 20%. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

1.	18,0	3.	18,2
2.	18,4	4.	18,9

3. Определите молярную концентрацию 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты с плотностью 1,1 *г/мл*.

1.	2,2 М	3.	2,5 М
2.	2,3 М	4.	3 М

4. Определите молярную концентрацию эквивалента 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты с плотностью 1,1 *г/мл*.

1.	6,0 Н	3.	6,8 Н
2.	6,5 Н	4.	7,0 Н

5. Определить молярность и нормальность растворов, содержащих в 600 *мл* по 30 *г* следующих веществ: а) $Al_2(SO_4)_3$; б) $NaOH$; в) H_3PO_4.
6. Карбонат натрия, какой массы содержится в растворе объемом 250 *мл*, для которого молярная концентрация эквивалента равна 0,2 *моль/л*.
7. Определить процентную и молярную концентрации раствора азотной кислоты, полученного смешением 0,85 *л* 60%-ного раствора HNO_3 с плотностью 1,373 *г/мл* и 0,25 *л* 24,5%-ного раствора с плотностью 1,145 *г/мл*.
8. Сколько миллилитров раствора серной кислоты (ρ=1,143 *г/мл*) с массовой долей 20% требуется для приготовления 250 *мл* 2,1 М раствора?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Габриелян, О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для техникумов / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. – 2-е изд., стер. – Москва : Академия, 2009. – 253 с.

Лабораторная работа № 6

Гидролиз солей. Изучение процесса гидролиза солей и особенности их протекания. Влияние на гидролиз различных факторов

Цель работы. Теоретически и экспериментально изучить процессы гидролиза солей и особенности их протекания.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: условия протекания гидролиза солей;

– типы и механизм гидролиза солей;

– изменение среды растворов солей в результате гидролиза;

– смысл константы гидролиза;

– факторы, влияющие на степень гидролиза

На основании анализа и обобщения изученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: определять соли, которые подвергаются гидролизу;

– выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений;

– объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^-, одноименных ионов на смещение равновесия гидролиза

Владеть: навыками проведения реакций гидролиза солей и определения среды растворов с помощью кислотно-основных индикаторов;

– навыками составления уравнения гидролиза солей, в том числе совместного гидролиза;

– навыками вычисления степени гидролиза по константе гидролиза и наоборот.

Теоретическая часть

Гидролизом соли называется обменная реакция между солью и водой. Сущность этой реакции заключается в соединении отрицательных ионов соли с ионами H^+ воды и положительных ионов соли с ионами OH^- воды. В результате образуются кислоты (или кислые соли) и основания (или основные соли). Связывание H^+ или OH^- приводит к избытку в растворе другого иона воды и как следствие изменению pH среды. Например, гидролиз цианистого калия выражается следующим ионным уравнением:

$$CN^- + \overset{+}{H}\,\overset{-}{OH} \Leftrightarrow HCN + OH^-, \ (pH>7).$$

Гидролиз солей в большинстве случаев обратим, и происходит когда кислотные остатки, входящие в их состав, являются остатками слабых кислот или когда ионы металлов являются ионами слабых оснований. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, так как ионы таких солей не могут образовать с ионами воды слабодиссоциирующих или труднорастворимых веществ. Поэтому для водных растворов таких солей, как $NaCl$, KNO_3, Na_2SO_4 и т.п., pH определяется средой воды, т.е. равно 7 (если вода не содержит примеси CO_2).

Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато. Однако вследствие обратимости реакции,

гидролиз практически не идёт дальше 1-й ступени. Например, гидролиз фосфата натрия может быть представлен только одним уравнением:

$$PO_4^{3-} + HOH \Leftrightarrow HPO_4^{2-} + OH^- .$$

То же можно сказать о гидролизе солей, в составе которых многозарядные катионы. Например, уравнение 1-й ступени гидролиза хлорида цинка следующее:

$$Zn^{2+} + HOH \Leftrightarrow ZnOH^+ + H^+ .$$

Некоторые из солей, образованных очень слабым основанием и слабой летучей кислотой, подвергаются необратимому гидролизу. Примером может служить реакция:

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

Процесс идёт необратимо потому, что продукты гидролиза удаляются из сферы реакции в виде осадков и газов.

Степень гидролиза, т.е. отношение числа гидролизованных молекул к общему числу растворённых молекул зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры. Если необходимо увеличить степень гидролиза, то следует добавлять воду или повышать температуру. Во многих случаях нагреванием удаётся довести гидролиз практически до конца, в том числе солей гидролизующихся ступенчато.

Если требуется уменьшить степень гидролиза, к раствору добавляют сильную кислоту или щёлочь (в зависимости от того, какая соль находится в растворе).

Кроме того, гидролитическое равновесие может быть сдвинуто вправо или влево при смешивании растворов солей, гидролизующихся соответственно по противоположно заряженным ионам или одноименным ионам. Например, в результате смешивания растворов сульфата меди и карбоната натрия, ионы H^+, получающиеся при гидролизе $CuSO_4$, нейтрализуются ионами OH^-, получающимися при гидролизе Na_2CO_3. Это смещает гидролитическое равно-

весие настолько сильно вправо, что 2-х ступенчатый гидролиз Na_2CO_3 доходит до конца. Образующиеся молекулы H_2CO_3 при надлежащей концентрации раствора разлагаются на H_2O и CO_2:

$$2Cu^{2+} + 2CO_3^{2-} + 2HOH \rightarrow (CuOH)_2CO_3 + H_2O + CO_2.$$

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Пипетки капельные. Микрошпатель. Вода дистиллированная. Реактивы кристаллические: хлорид олова (II). Индикаторы: лакмус (р-р), фенолфталеин (р-р). Растворы: хлороводородной кислоты (0,5 н.), ацетата натрия (0,5 н.), сульфата алюминия (0,5 н.), хлорида натрия (0,5 н.), ацетат аммония (0,5 н.), сульфита натрия (0,5 н.), карбоната натрия (0,5 н.), сульфида натрия (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

В четыре пробирки набрать по 2-3 *мл* следующих растворов солей: в первую – ацетат натрия ($NaCH_3COO$), во вторую – сульфат алюминия ($Al_2(SO_4)_3$), в третью – хлорид натрия ($NaCl$), в четвёртую – ацетат аммония (NH_4CH_3COO). Еще в одну пробирку – контрольную набрать такой же объём дистиллированной воды. Во все пять пробирок добавить по 2-3 капли нейтрального раствора лакмуса.

Растворы размешать и по изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. *Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза (в случае ступенчатого гидролиза – только для 1-й ступени).*

Опыт 2. Необратимый гидролиз при смешивании солей

В две пробирки внести по 6-8 капель раствора сульфата алюминия ($Al_2(SO_4)_3$). В одну пробирку добавить такой же объём раствора сульфида натрия (Na_2S), в другую – раствора карбоната натрия (Na_2CO_3). Отметить в обеих пробирках выделение газа (в одной с характерным запахом) и выпадение осадка. *Написать уравнение реакции совместного гидролиза. Объяснить почему реакция протекает необратимо.*

Опыт 3. Влияние силы кислоты, образующей соль на степень её гидролиза

В одну пробирку внести 2-3 *мл* раствора карбоната натрия (Na_2CO_3), а во вторую столько же раствора сульфита натрия (Na_2SO_3). В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина.

Написать уравнения гидролиза карбоната и сульфита натрия (по первой ступени). В растворе, какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? Степень гидролиза, какой соли больше? Подтвердите наблюдения теоретическим расчетом. Вычислите значения констант и степеней гидролиза солей по первой ступени, учитывая, что значения констант диссоциации кислот по второй ступени, образующих данные соли, равны $K_2(H_2CO_3) = 4{,}7 \cdot 10^{-11}$; $K_2(H_2SO_3) = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$.

Опыт 4. Влияние температуры на гидролиз соли

Поместите в две пробирки по 2-3 *мл* раствора хлорида железа (III) - $FeCl_3$. Одну пробирку оставляют для сравнения. Раствор в другой нагревают. *Что наблюдается при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Напишите уравнения гидролиза* $FeCl_3$ *на холоду и при нагревании. Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого явления.*

Опыт 5. Сдвиг равновесия гидролиза при добавлении сильной кислоты

Внесите в пробирку 8-10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II) – $SnCl_2$. Раствор тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова $SnOHCl$. *Напишите уравнение реакции получения этой соли.*

Добавьте 5-6 капель раствора HCl и вновь перемешайте. *Что происходит с осадком? Объясните причину наблюдаемого.*

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Уравнения реакций должны быть записаны в ионной и молекулярной форме. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Объясните процесс гидролиза с точки зрения закона действующих масс.
2. В каких случаях процесс гидролиза обратим, а когда идет до конца?
3. Какими количественными величинами характеризуется гидролиз? Какая связь между этими величинами?
4. Перечислите факторы, влияющие на подавление гидролиза, на усиление гидролиза.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Определите *pH* растворов солей NH_4Cl и Al_2S_3.

1.	pH ((NH_4Cl) ≈ 7; pH (Al_2S_3) ≈ 7	3.	pH ((NH_4Cl) <7; pH (Al_2S_3) ≈ 7
2.	pH ((NH_4Cl) <7; pH (Al_2S_3) > 7	4.	pH ((NH_4Cl) > 7; pH (Al_2S_3) < 7.

2. Какая из двух солей в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3; $FeCl_3$ или $FeCl_2$?

1.	Na_2CO_3 и $FeCl_3$	3.	Na_2CO_3 и $FeCl_2$

2.	Na_2SO_3 и $FeCl_2$	4.	Na_2SO_3 и $FeCl_3$

3. Установите соответствие между формулой соли и типом гидролиза этой соли в ее водном растворе

	ФОРМУЛА СОЛИ		ТИП ГИДРОЛИЗА
А)	Ацетат аммония	1.	По катиону
Б)	Сульфит калия	2.	По аниону
В)	Сульфид хрома (III)	3.	По катиону и аниону
Г)	Нитрат алюминия	4.	Не гидролизуется

4. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза

	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА		ПРОДУКТЫ ГИДРОЛИЗА
А)	Сульфат цинка	1.	$Zn(OH)_2$ и H_2SO_4
Б)	Нитрит кальция	2.	$C_6H_{12}O_6$
В)	Нитрид кальция	3.	$(ZnOH)_2SO_4$ и H_2SO_4
Г)	Крахмал	4.	HNO_2 и $Ca(OH)_2$
		5.	$Ca(OH)_2$ и NH_3
			HNO_3 и $Ca(OH)_2$

5. Установите соответствие между названием соли и значением *pH* ее водного раствора

	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА		ЗНАЧЕНИЕ *pH*
А)	Сульфат калия	1.	$pH<7$
Б)	Сульфит калия	2.	$pH=7$
В)	Гидросульфит калия	3.	$pH>7$
Г)	Сульфид калия		

6. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
7. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения трех степеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора – по всем трем.
8. Составьте уравнения гидролиза ортофосфата натрия и гидроортофосфата натрия в водном растворе. Используя справочные данные, укажите, в

каком из растворов при одинаковых молярности и температуре значение *pH* будет ниже. Как изменится степень протолиза в растворе кислой соли при добавлении гидроксида натрия? Дайте обоснованный ответ.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.
3. Практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Л. Ю. Аликберова [и др.]. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
4. http://www.chem.msu.su – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета

Лабораторная работа №7

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители.

Цель работы. Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ. Изучение влияния *pH* среды на окислительно-восстановительный процесс.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда

	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: классификацию окислительно–восстановительных реакций;

– наиболее распространенные окислители и восстановители;

– функции элементов, находящихся в разных степенях окисления (высших, низших, промежуточных);

– влияние среды раствора на протекание процессов окисления и восстановления

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: проводить химические окислительно – восстановительные реакции;

– характеризовать окислительно - восстановительные свойства простого вещества на основании положения элемента в периодической системе;

– предсказывать окислительно – восстановительные свойства сложного вещества на основании степеней окисления и природы элементов, входящих в его состав;

– составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов.

Владеть: навыками проведения химического эксперимента по данной теме;

– навыками определения продуктов восстановления наиболее важных окислителей (перманганата калия, дихромата калия, концентрированной серной кислоты, азотной кислоты) в зависимости от условий реакций;

– навыками составления окислительно-восстановительных реакций и электронных уравнений.

Теоретическая часть

В окислительно-восстановительных реакциях происходят изменения степени окисления элементов, которые вызываются смещением электронов от одних атомов или ионов к другим. Под степенью окисления атома понимают тот заряд, который мог бы возникнуть на этом атоме, если бы электронные пары, связывающие его с другими атомами, были бы полностью перемещены к более электроотрицательным атомам. В этом случае, который реализуется только в небольшом числе типичных ионных соединений, валентность, заряд иона и степень окисления совпадают.

Атомы (молекулы или ионы), которые присоединяют электроны, называются окислителями; частицы, отдающие электроны, - восстановителями. Окислитель во время реакции восстанавливается, а восстановитель окисляется. Таким образом, окисление невозможно без одновременно протекающего восстановления, и наоборот.

Типичными окислителями являются (кислород и галогены), ионы металлов (Ag^+, Cu^{2+}, Hg^{2+}, Fe^{3+} и др.); вещества, содержащие в своём составе атомы в высших степенях окисления ($K\overset{+7}{M}nO_4$, $K_2\overset{+6}{C}r_2O_7$, $K_2\overset{+6}{C}rO_4$, $H_2\overset{+6}{S}O_4$, $H\overset{+5}{N}O_3$, $\overset{+4}{P}bO_2$ и др.), способные только понижать степень окисления. В лаборатории в качестве окислителя чаще всего применяют $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3, $H_2SO_4(конц.)$, H_2O_2.

Типичными восстановителями являются почти все металлы и многие неметаллы (углерод, водород, бор и др.) в свободном состоянии; некоторые соединения, содержащие атомы с отрицательной степенью окисления ($H_2\overset{-2}{S}$, $H\overset{-1}{I}$, $\overset{-3}{N}H_3$ и др.) и, следовательно, способные только повышать свою степень окисления; катионы, степень окисления которых может возрасти (Fe^{2+}, Cr^{2+}, Ti^{3+}, Cu^+, Ce^{3+} и др). В лаборатории в качестве восстановителей обычно применяется следующие кислоты и их соли: H_2SO_3, HNO_2, H_2S, HI и др.).

При проведении окислительно-восстановительных реакций следует иметь в виду, что характер многих из них зависит от природы среды, в которой они протекают. Нередко окислитель или восстановитель являются таковыми только в определённой среде: кислой, щелочной или нейтральной. Это главным образом имеет место, когда окислителем или восстановителем является кислородное соединение. Будучи окислителем, кислородное соединение переходит в вещество, совсем не содержащее кислорода, или содержащее его в меньшем количестве, чем исходное. Если кислородное соединение участвует в реакции в качестве восстановителя, оно окисляется до вещества, которое содержит больше кислорода, чем исходное вещество. Например, ион SO_3^{2-} в качестве восстановителя превращается в ион SO_4^{2-}, а будучи окислителем – в S или H_2S. Недостающий кислород, в первом случае, отнимается от воды (нейтральная и кислая среда) или гидроксид-ионов (щелочная среда). Во втором случае, избыточный кислород в кислой среде связывается с ионами водорода, а в нейтральной и щелочной среде - с водой. Отсюда видно, что в ходе такого рода реакций pH среды играет определяющую роль. В некоторых случаях иная среда обуславливает даже изменение направления процесса.

Для создания в растворе кислой среды чаще всего пользуются серной кислотой. Соляная и азотная применяются реже, так как первая способна проявлять восстановительные свойства, вторая же сама является сильным окислителем; поэтому в обоих случаях иногда могут происходить различные побочные процессы.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Пипетки капельные. Микрошпатель. Концентрированные реактивы: серная кислота($\rho = 1{,}84\ г/см^3$), раствор аммиака (25 %-ный). Реактивы кристаллические: сульфит натрия. Растворы: иодной воды, хлорной воды, хлороводородной кислоты (0,5 н.), иодида

калия (0,5 н.), дихромата калия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), перманганата калия (0,5н.), гидроксида натрия(0,5н.), сульфида натрия(0,5н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Окислительные свойства простых неметаллов и восстановительные свойства неметаллов в низших степенях окисления

В две пробирки внесите по 2-3 капли иодной воды (раствор I_2). В первую пробирку добавьте несколько капель раствора сульфида натрия (Na_2S), во вторую – концентрированного раствора аммиака ($NH_3 \cdot H_2O$). *Что происходит с окраской растворов? Закончите уравнения реакций:*

$$Na_2S + I_2 \rightarrow S + \ldots;$$

$$NH_3 \cdot H_2O + I_2 \rightarrow N_2 + \ldots.$$

Какие свойства в протекавших окислительно-восстановительных реакциях проявляли бром, сера и азот?

В третью пробирку внесите 2-3 капли иодида калия (KI) и добавьте хлорной воды (раствор Cl_2). *Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Напишите уравнение реакции. Чем являлись ионы I^- в данном окислительно-восстановительном процессе? Могут ли атомы иода, серы и азота в отрицательных степенях окисления проявлять окислительные свойства? Объясните почему?*

Опыт 2. Окислительные свойства атомов элементов, находящихся в высшей степени окисления

В две пробирки внесите по 3-4 капли сульфида натрия (Na_2S). В первую пробирку прибавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты (H_2SO_4). *Что происходит с раствором? Закончите уравнение реакции:*

$$H_2SO_4(конц.) + H_2S \rightarrow S + \ldots .$$

Какие свойства проявляет сера в составе сульфат иона (SO_4^{2-})? Объясните почему?

В другую пробирку добавьте 3-4 капли хлороводородной кислоты (HCl). *Почему не выпадает осадок?* Добавьте в эту пробирку 1-2 капли раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) до появления зелёной окраски, характерной для ионов Cr^{3+}. *Почему помутнел раствор? Закончите уравнение реакции:*

$$K_2Cr_2O_7 + Na_2S + HCl \rightarrow CrCl_3 + \ldots .$$

Какие свойства проявляет дихромат-ион ($Cr_2O_7^{2-}$)? Чем это обусловлено?

Опыт 3. Окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в промежуточных степенях окисления

В первую пробирку с 1 *мл* раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) и во вторую с таким же объёмом раствора сульфида натрия (Na_2S) внесите по нескольку капель раствора разбавленной серной кислоты (H_2SO_4) и по 2 микрошпателя сульфита натрия (Na_2SO_3). *Как изменилась окраска в первой пробирке и почему помутнел раствор во второй пробирке? Закончите уравнения реакций:*

$$K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + \ldots ,$$

$$Na_2SO_3 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + \ldots .$$

Окислителем или восстановителем является сульфит-ион (SO_3^{2-}) в этих реакциях? Дайте пояснения?

Опыт 4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов

В три пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия ($KMnO_4$). В одну пробирку добавить 2-3 капли раствора серной кислоты

(H_2SO_4), во вторую столько же воды, в третью – такое же количество раствора щёлочи ($NaOH$). Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3) и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. *Что происходит с растворами? Закончите уравнения реакций:*

кислая среда: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \underset{\text{бесцветный}}{MnSO_4} + ...;$

нейтральная среда: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow \underset{\text{коричневый осадок}}{MnO_2 \downarrow} + ...;$

щелочная среда: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow \underset{\text{зелёный}}{Na_2MnO_4} + ...,$

$Na_2MnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 \downarrow + ...$ (побочная реакция).

До каких степеней окисления восстанавливается перманганат калия в каждом из этих случаев? Какая наблюдается закономерность? Объясните, почему?

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Уравнения реакций должны быть записаны в ионной и молекулярной форме с указанием окислителя и восстановителя, и дополнены полуреакциями окисления и восстановления. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие реакции относят к окислительно - восстановительным?
2. Как изменяются окислительно - восстановительные свойства элементов в пределах подгруппы и в пределах периода?
3. Почему большинство металлов проявляют только восстановительные свойства, а типичные неметаллы – окислительные.

4. Дать определения: а) степени окисления; б) окислителя; в) восстановителя.
5. Какие типы окислительно - восстановительных реакций вы знаете. Приведите примеры каждого типа.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. В данных ниже определениях пропущены ключевые слова, характеризующие процессы окисления и восстановления. Вставьте необходимые по смыслу слова (понижает, отдачи, восстанавливается, электроны, приема, окисляется, повышает):

   «Окисление – процесс…электронов, восстановление – процесс…электронов. Окислитель – вещество, принимающее…, т.е. он содержит атомы элемента, который…свою степень окисления при протекании реакции. Восстановитель – вещество, отдающее.., т.е. он содержит атомы элемента, который свою степень окисления при протекании реакции. Таким образом, в ходе протекания реакции окислитель сам… а восстановитель – …»

2. Определите степень окисления элементов в ионах:

А)	SO_4^{2-}	В)	PO_4^{3-}
Б)	CO_3^{2-}	Г)	FeO_2^-

1.	+6; +4; +5; +3	3.	–4; +6; +3; +5
2.	+3; +4; +5; +6	4.	+3; +2; -5; +6

3. Укажите вещества, которые могут проявлять только окислительные свойства:

А)	$KBrO_4$	В)	MnO_2
Б)	H_2S	Г)	$Na_2Cr_2O_7$

1.	А) и Г)	3.	Б) и В)
2.	А) и Б)	4.	А) и В)

4. В каких реакциях кислород выполняет роль восстановителя?

А)	$H_2O_2 + HIO_3 \rightarrow I_2 + H_2O + O_2$	В)	$Mg + O_2 \rightarrow MgO$

Б)	$AgNO_3 \xrightarrow{t} Ag + NO_2 + O_2$	Г)	$Ag + H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + Ag_2S$
1.	А) и Г)	3.	Б) и В)
2.	А) и Б)	4.	Б) и Г)

5. Продуктами химической реакции $K_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$ являются:

1) K_2SO_4	4) $MnSO_4$	7) H_2O
2) K_2S	5) K_2MnO_4	8) H_2SO_4
3) MnO_2	6) $Mn(OH)_2$	9) O_2

6. Укажите окисление или восстановление происходит в следующих переходах:

1) $FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$	2) $NH_3 \rightarrow NO$	3) $Cl^- \rightarrow ClO_4^-$
4) $Fe_2O_3 \rightarrow Fe$	5) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$	6) $2IO_4^- \rightarrow I_2$

7. Для одних веществ ($KMnO_4, K_2Cr_2O_7, HNO_3, H_2SO_4, PbO_2$) уже только по их формулам можно предположить наличие окислительных свойств, для других ($KBr, KI, Na_2S, Zn, Al, CaH_2$) – наличие восстановительных свойств, для третьих ($KNO_2, SO_2, H_2O_2, FeCl_2, I_2$) – наличие и окислительных и восстановительных свойств. Каким образом делаются такие предположения? Ответ поясните примерами.
8. Установите, какие из реакций в следующих наборах являются окислительно – восстановительными:

1) $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$; $NH_3 + NaClO \rightarrow N_2H_4 + NaCl + H_2O$;

2) $NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow NH_3 + CaCl_2 + H_2O$; $CH_4 + O_2 + NH_3 \rightarrow HCN + H_2O$;

3) $HClO_4 + SO_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$; $Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$;

4) $NH_4ClO_4 + P_4 \rightarrow H_3PO_4 + Cl_2 + N_2 + H_2O$; $Li_3N + H_2O \rightarrow LiOH + NH_3 \cdot H_2O$;

Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, используя соответствующие методы их подбора.

9. Во внутримолекулярных реакциях дисмутации (диспропорционирования) атомы одного и того же элемента исходного вещества и окисляются и восстанавливаются, например:

$$\underset{\leftarrow\overline{2\bar{e}}}{H_2O_2+H_2O_2=2H_2O+O_2}$$

Укажите число электронов, переданных от восстановителя к окислителю в реакциях подобного типа:

1) $4Na_2SO_3=Na_2S+3Na_2SO_4$;
2) $3K_2MnO_4+2H_2O=MnO_2+2KMnO_4+4KOH$;
3) $6KOH+3Cl_2=KClO_3+5KCl+3H_2O$.

10. В реакциях конмутации (контрпропорционирования) атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления в исходных реагентах переходят в одинаковую степень окисления, например:

$$\underset{\overline{4\bar{e}}\rightarrow}{2H_2S+SO_2=3S+2H_2O}$$

Укажите число электронов, переданных от восстановителя к окислителю в реакциях подобного типа:

1) $CaH_2+2H_2O=Ca(OH)_2+2H_2$;
2) $3Mn^{2+}+6H_2O+2MnO_4^-=5MnO_2+4H_3O^+$;
3) $5I^-+6H_3O^++IO_3^-=3I_2+9H_2O$;
4) $NH_4NO_2=N_2+2H_2O$.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

Лабораторная работа № 8

Гальваническая пара. Электрохимическая коррозия металлов. Защита от коррозии

Цель работы. Рассмотреть на конкретных примерах образование гальванических пар. Смоделировать в лабораторных условиях процессы электрохимической коррозии металлических изделий.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индек-сы компе-тенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определения и различать понятия «электродный потенциал», «стандартный электродный потенциал», «окислительно-восстановительный потенциал»;

– устройство и принципы работы гальванического элемента;

– методы измерения электродного потенциала;

– особенности протекания электрохимического коррозионного процесса;

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: объяснять возникновение электродного потенциала;

– определять катод и анод, записывать уравнения электродных процессов;

– вычислять ЭДС гальванического элемента по данным о соответствующих электродных потенциалах полуреакций;

– пользоваться электрохимическим рядом напряжений металлов для определения коррозионных процессов, протекающих при контакте двух металлов;

– типы коррозионной защиты.

Владеть: методикой расчета электродвижущей силы любой окислительно-восстановительной системы на основании окислительно –восстановительных потенциалов;

– информацией о механизмах коррозионных процессов, в целях защиты материала от коррозионного разрушения.

Теоретическая часть

В определенных условиях окислительно-восстановительную реакцию можно провести так, что процессы окисления и восстановления будут разделены пространственно, и электроны будут переходить не хаотически, а направленным потоком в виде электрического тока. Когда реакция протекает в растворе, необходимые для этого условия создаются погружением в раствор двух проводников, называемых электродами. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется **анодом**, а электрод, на котором протекает процесс восстановления – **катодом**. Реакция возможна, если имеется электрическая цепь, образованная, с одной стороны, замыканием электродов внешним проводником (или непосредственным контактом), а с другой стороны, через раствор – электролитически. Объединённые электрической цепью анод и катод называются **гальванической парой**, а приборы для получения таким путем электрического тока – гальваническими элементами.

Возникновение электродвижущих сил в гальваническое паре можно объяснить следующим образом. При погружении отдельно взятого проводника из

активного металла (например, Zn) в раствор начинается самопроизвольная реакция поверхностных ион-атомов металла с полярными молекулами воды. В результате происходит окисление металла, и его гидратированные ионы переходят в раствор, оставляя на металле электроны:

$$\underset{металл}{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \underset{раствор}{Zn^{2+}} . \qquad (23)$$

Электрод становится заряженным отрицательно, а раствор – положительно. На границе металл – раствор достаточно быстро возникает двойной электрический слой, который препятствует дальнейшему окислению атомов и переходу материала электрода в раствор. При этом величина электрического поля двойного электрического слоя может быть охарактеризована равновесным электродным потенциалом.

Возможен и иной случай. Если в раствор соли малоактивного металла поместить проводник из этого же металла (например Cu), то самопроизвольно начинается реакция осаждения ионов металла из раствора на поверхность:

$$\underset{раствор}{Cu^{2+}} + 2\bar{e} \rightarrow \underset{металл}{Cu} . \qquad (24)$$

В результате электрод заряжается положительно, а раствор с избытком анионов соли – отрицательно. Возникающий двойной электрический слой будет иметь равновесный электродный потенциал с противоположным знаком, по сравнению с потенциалом на электроде из цинка.

Соединение в электрическую цепь электродов из активного и малоактивного металлов приводит к тому, что электроны от отрицательно заряженного электрода переходят к положительно заряженному. Двойной электрический слой на обоих электродах исчезает и окислительно-восстановительная реакция, представленная полуреакциями (23) и (24), протекает до тех пор, пока, либо электрод из активного металла полностью не растворится, либо на другом электроде все ионы малоактивного металла не будут осаждены на поверхность.

Равновесные потенциалы электродов из разных металлов имеют различные значения. Кроме того, величина потенциала зависит от активной концентрации их ионов в растворе и температуры. Чтобы получить сравнимые величины, принято измерять электродные потенциалы металлов при активности их ионов в растворе равной 1 *моль/л* и температуре 25°*C*. Определяемые таким образом потенциалы называются **стандартными электродными потенциалами** и приведены в справочниках (табл. 21).

Таблица 21. Стандартные потенциалы металлических электродов

Электрод	Электродная реакция	E^0, В
Li^+/Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,05
K^+/K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,93
Cs^+/Cs	$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	-2,92
Ra^{2+}/Ra	$Ra^{2+} + 2\bar{e} = Ra$	-2,91
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	-2,90
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	-2,87
Na^+/Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,71
La^{3+}/La	$La^{3+} + 3\bar{e} = La$	-2,52
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,36
Be^{2+}/Be	$Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	-1,85
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,66
Ti^{2+}/Ti	$Ti^{2+} + 2\bar{e} = Ti$	-1,63
V^{2+}/V	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,19
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,18
Cr^{2+}/Cr	$Cr^{2+} + 2\bar{e} = Cr$	-0,91
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,76
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,74
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,40
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,28
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,25
Mo^{3+}/Mo	$Mo^{3+} + 3\bar{e} = Mo$	-0,20
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,14
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,13
W^{3+}/W	$W^{3+} + 3\bar{e} = W$	-0,05
Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,04
$2H^+/H_2$	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0
Ge^{2+}/Ge	$Ge^{2+} + 2\bar{e} = Ge$	+0,01
Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3\bar{e} = Sb$	+0,20
Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	+0,23
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	+0,34
Cu^+/Cu	$Cu^+ + \bar{e} = Cu$	+0,52
Ag^+/Ag	$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	+0,80
Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	+0,85

Чем меньше отрицательное значение стандартных потенциалов (с учетом знака), тем больше восстановительная способность металлов и тем меньше окислительная способность их ионов.

В общем случае гальваническая пара может быть образована проводниками из инертного металла, на поверхности которых способны окисляться и восстанавливаться ионы или молекулы растворенных газов. В этом случае металлические проводники играют роль токоотводов для приёма или отдачи электронов.

Поскольку величины стандартных потенциалов всех металлов отличны, то гальваническая пара может быть составлена из двух любых металлов. Более того, учитывая, что поверхность одного металла всегда энергетически неоднородна (из-за наличия примесей, различий по химическому и фазовому составу сплава и др.), на ней всегда возникает множество микрогальванических пар при формировании тонкой плёнки электролита из атмосферной влаги с растворёнными в ней газами и солями. Разрушение металла в результате работы огромного количества гальванических микроэлементов называют **электрохимической коррозией**.

На коррозирующем участке металла (с меньшим значением потенциала) протекает анодная реакция -

$$\text{анод: } M - n\bar{e} \rightarrow M^{n+},$$

а на участках металла с большим потенциалом – катодное восстановление окислителя. Наиболее распространёнными окислителями при электрохимической коррозии являются молекулы кислорода воздуха и ионы водорода электролита.

Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода (с кислородной деполяризацией). В зависимости от pH среды возможны две реакции восстановления кислорода. В щелочной или нейтральной среде –

$$\text{катод: } O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-;$$

в кислой среде –

$$\text{катод: } O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O.$$

Аналогично, при коррозии с выделением водорода (с водородной деполяризацией). В щелочной или нейтральной среде –

$$\text{катод: } 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-;$$

в кислой среде –

$$\text{катод: } 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2.$$

Образование гальванопары используется для защиты металлического изделия от электрохимической коррозии. В этих целях к защищаемому изделию присоединяют менее активный металл, называемый **протектором**, на котором и протекает анодная реакция. Если в качестве протектора применять относительно дешевые цинк или сплав магния с алюминием, то за счет их коррозии можно эффективно защитить дорогостоящие стальные конструкции, например обшивку корпуса корабля.

Оборудование и материалы

Стеклянные стаканы (150-400 *мл*). Милливольтметр. П-образная стеклянная трубка с набухшим агар-агаром. Металлические пластины из цинка и меди с припаянными контактными проводами. Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Пипетки капельные. Реактивы кристаллические: цинк (гранулированный), свинец (гранулированный), медь (проволока или пластины), железо (проволока или пластины), оцинкованное железо (проволока или пластины), лужённое железо (проволока или пластины). Растворы: уксусной кислоты (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), иодида калия (0,5 н.), сульфата цинка (0,5 н.), сульфат железа (II) (0,5 н.), сульфата меди (0,5 н.), нитрата серебра (0,5 н.), гексацианоферрата (III) калия (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Определение ЭДС гальванического элемента

Гальванический элемент собирают из двух металлических электродов (цинкового и медного), помещенных в два отдельных стакана, соответствующих солей ($ZnSO_4$ и $CuSO_4$), соединенных электролитическим мостиком, заполненным KCl и загустителем агар-агаром (рис. 22).

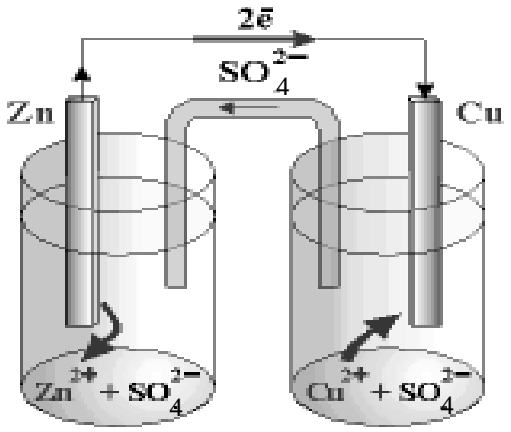


Рисунок 22. Схема гальванического элемента.

Стаканы для растворов предварительно вымойте проточной водой под краном, ополосните раствором соли соответствующего металла и залейте этот раствор на 2/3 объёма стакана. Металлические пластинки тщательно зачистите наждачной бумагой, промойте проточной водой под краном, соедините внешним металлическим проводником через амперметр и погрузите в сосуды с растворами соответствующих солей.

Наблюдайте отклонение стрелки амперметра при замыкании цепи посредством электролитического мостика.

Исходя из стандартных электродных потенциалов металлов (табл. 21), определите какой из металлов выполняет роль анода, а какой – роль катода в данном гальваническом элементе.

Составьте схему гальванического элемента и напишите анодную и катодную реакции.

По уравнению Нернста рассчитайте потенциалы анода и катода, а также ЭДС гальванического элемента при концентрациях растворов солей, равных 0,01 *моль/л*.

Опыт 2. Сравнительная активность металлов

Налейте в отдельные пробирки по 1-2 *мл* растворов солей железа (II), меди и серебра. Поместите в каждую пробирку по грануле цинка. *Из каких растворов вытесняются металлы? Напишите уравнения соответствующих реакций.*

В три другие пробирки налейте по 1-2 *мл* растворов солей цинка, меди и серебра. Поместите в каждую пробирку по железной пластинке. *Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакций замещения.*

Еще в три пробирки налейте по 1-2 *мл* растворов солей цинка, железа (II) и серебра. Поместите в каждую пробирку по кусочку медной проволоки. *Также запишите уравнения возможных реакций*.

Запишите металлы по убыванию их восстановительной способности, определённой экспериментально. Выпишите значения их стандартных электродных потенциалов. *Соответствует ли экспериментальный ряд металлов их положению в электрохимическом ряду напряжений?*

Опыт 3. Коррозия оцинкованного и лужёного железа

В две пробирки налейте по 5 *мл* раствора H_2SO_4, добавьте по 4-5 капель гексацианоферрата (III) калия ($K_3[Fe(CN)_6]$). В одну пробирку поместите пластинку (или др. изделие) из оцинкованного железа, а в другую – из лужёного. Через несколько минут наблюдайте появление синего окрашивания по краям металлической пластины в одной из пробирок. Это обусловлено появлением в растворе ионов железа Fe^{2+} и образованием турнбулевой сини по реакции с гексацианоферратом:

$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow \underset{\text{темно-синий осадок}}{Fe_3[Fe(CN)_6]_2} \downarrow .$$

Почему не появилась синяя окраска во втором растворе? Составьте схемы анодного и катодного участков электрохимической коррозии оцинкованного и лужёного железа с водородной деполяризацией в кислой среде. В каком случае будет разрушаться защитное покрытие при относительной неизменности железного изделия и наоборот? Для сравнения составьте схему гальванопары $Fe - Sn$ *с кислородной деполяризацией.*

Опыт 4. Протекторная защита

В две пробирки налейте по 2-3 *мл* раствора уксусной кислоты (CH_3COOH) и прибавьте 3-4 капли раствора иодида калия (KI). В одну пробирку поместите гранулу свинца, а в другую гранулы свинца и цинка скреплённые проволокой (можно использовать канцелярскую скрепку). Ионы I^- играют роль индикатора на ионы Pb^{2+}, образуя с ними малорастворимое соединение PbI_2 жёлтого цвета. *В каком случае скорее образуется иодид свинца? Составьте схему действия гальванопары* $Pb - Zn$. *Какой металл играет роль протектора?*

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Схемы гальванопар должны быть представлены анодным и катодным процессами. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Дайте определение понятию «электрохимический ряд напряжений».
2. Каким образом, на практике определяют электродные потенциалы металлов?
3. Что такое коррозия металлов?
4. Что является причиной химической коррозии?
5. Какие существуют методы защиты от коррозии?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Какой из металлов выполняет роль анода в гальванических элементах, образованных электродами (табл. 21):

$Sn|Sn^{2+}$ и $Ni|Ni^{2+}$ $\qquad$ $Cr|Cr^{3+}$ и $Mg|Vg^{2+}$

1.	Sn и Mg	3.	Ni и Cr
2.	Sn и Cr	4.	Ni и Mg

2. Из четырех металлов – Ag, Cu, Al, Mg выберите пару, которая обеспечит наибольшее значение ЭДС.

1.	Ag, Cu	3.	Ag, Mg
2.	Al, Mg	4.	Cu, Al

3. Определите ЭДС железо- медного гальванического элемента при стандартных условиях (табл. 21), если концентрации ионов $Fe^{2+} и\ Cu^{2+} = 1$ *моль/л*

1.	+ 0,1	3.	- 0,78
2.	+ 0,78	4.	- 0,1

4. Вычислите ЭДС медь - серебряного гальванического элемента (табл. 21) при стандартных условиях

1.	+ 1,14	3.	- 0,46
2.	-1,14	4.	+ 0,46

5. Какой из перечисленных металлов может быть использован в качестве катодного покрытия на медном изделии:

1.	олово	3.	серебро
2.	железо	4.	цинк

6. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

Лабораторная работа № 9

Электролиз водных растворов солей

Цель работы. Изучить процесс электролиза водных растворов солей.

Формируемые компетенции

Шифр направления/ специальности	Индексы компетенций	Содержание компетенции или ее части
15.03.01	ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
	ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: устройство и принцип работы электролизера;

– принципы электролиза водных растворов различных соединений;

– области применения электролиза

На основании анализа и обобщения полученной информации с помощью использования знаний в области естественнонаучных дисциплин

Уметь: анализировать состав электролита, определять продукты электролиза, исходя из состава электролита;

– записывать схему электродных процессов на катоде и аноде при электролизе, суммарное уравнение процесса;

Владеть: навыками проведения процесса электролиза;

– навыками составления уравнений электродных процессов;

– знаниями направлений полезного использования природных ресурсов.

Теоретическая часть

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. При электролизе катод заряжен отрицательно, а анод – положительно.

В разбавленных водных растворах катодные процессы будут определяться электродным потенциалом катиона, который необходимо сравнивать с потенциалом восстановления ионов водорода из воды (-0,41 *В*):

1) ионы металлов, потенциал которых значительно меньше этого значения, восстанавливаться не будут; на катоде будет выделяться водород из воды:

$$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$$

2) ионы металлов, потенциал которых значительно выше этого значения, будут восстанавливаться на катоде:

$$Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$$

3) при значениях потенциала металла, близких к -0,41 *В*, на катоде происходит восстановление как ионов водорода из воды, так и ионов металла. Следовательно, чем больше электродный потенциал металла, тем легче восстанавливаются его ионы.

Анодные процессы на инертных анодах будут определяться соотношением потенциалов разрядки анионов соли и воды: прежде всего окисляются бескислородные анионы (I^-, Br^-, Cl^-, S^{2-}, CN^-); если же раствор содержит кислородсодержащие анионы (PO_4^{3-}, SO_4^{2-}, NO_3^-), то на аноде окисляются молекулы воды:

$$2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$$

В случае растворимого анода окисляется сам анод.

Например:

1) электролиз раствора $AgNO_3$ на угольных электродах

$$AgNO_3 = Ag^+ + NO_3^-$$

$$\varphi^0\left(Ag^+/Ag\right) = 0{,}8\,B >> -0{,}41\,B;$$

катод: $Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag$ - восстановление

анод: $2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$ - окисление

$4Ag^+ + 2H_2O = 4Ag + O_2 + 4H^+$ (общее уравнение электролиза)

2) электролиз раствора KCl на угольных электродах

$$KCl = K^+ + Cl^-$$

$$\varphi^0\left(K^+/K\right) = -2{,}92\ B << -0{,}41B;$$

катод: $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$ - восстановление

анод: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$ - окисление

$2H_2O + 2Cl^- = H_2 + Cl_2 + 2OH^-$ (общее уравнение электролиза)

3) электролиз раствора $CuCl_2$ с использованием Cu-анода

$$CuCl_2 = Cu^{2+} + 2Cl^-$$

$$\varphi^0\left(Cu^{2+}/Cu\right) = 0{,}34\ B < \varphi^0\left(Cl_2/2Cl^-\right) = 1{,}36\ B.$$

катод: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$ - восстановление

анод: $Cu - 2\bar{e} = Cu^{2+}$ - окисление

В результате медь переносится с анода на катод.

Опыты проводятся в приборе, называемом электролизёром. Он представляет собой U-образную трубку с раствором электролита, в который погружено два электрода, один из которых подключён к положительному, другой – к отрицательному полюсам источника постоянного тока.

Оборудование и материалы

Электролизёр: U-образная трубка со штативом, графитовые электроды с резиновыми пробками, контактный провод с вилкой, источник постоянного тока (12 *В*). Индикаторы: фенолфталеин (р-р), нейтральный лакмус (р-р), крахмал. Растворы: иодида калия (0,5 н.), сульфата натрия (0,5 н.), сульфата меди (II) (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Электролиз раствора иодида калия

В электролизёр налейте на $\frac{1}{2}$ его объема раствор иодида калия и прибавьте в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора фенолфталеина. Опустите в электролизёр электроды (пробки вставляйте не плотно). Подключите электроды к источнику постоянного тока (12 *В*) и пропускайте его в течение 5-10 *мин*.

Отметьте изменение цвета раствора около одного из электродов. В колено с другим электродом добавьте 2 капли крахмала. *Что наблюдаете? Почему окрасились растворы в катодном и анодном пространствах? Напишите уравнения электродных процессов. Какие газы выделяются на электродах?*

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия

В электролизёр налейте на $\frac{1}{2}$ его объема раствор сульфата натрия и прибавьте в оба колена сосуда по 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса. Опустите в электролизёр электроды (пробки вставляйте не плотно). Подключите электроды к источнику постоянного тока (12 *В*) и пропускайте его в течение 5-10 *мин*. *Как изменилась окраска раствора на катодном и анодном участках? Какие газы выделяются на электродах? Напишите уравнения электродных процессов.*

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата меди (II) с растворимым анодом

В электролизёр налейте на $\frac{1}{2}$ его объема раствор сульфата меди (II). Опустите в электролизёр электроды (пробки вставляйте не плотно). Подключите электроды к источнику постоянного тока (12 *В*) и пропускайте его появления на катоде красного налёта меди. *Напишите уравнения электродных процессов.*

Не отключая электролизёр от источника тока, поменяйте местами электроды в коленах электролизёра, вследствие чего электрод, покрывшийся вначале медью, окажется анодом. Пропускайте ток в течение 5-10 минут. *Что происходит с медью на аноде? Какое вещество выделяется на катоде? Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди с медным анодом.*

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Схемы электролиза должны быть представлены анодным, катодным процессами и общим уравнением. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Перечислите правила разрядки катионов на катоде при электролизе водных растворов электролитов.
2. Перечислите правила разрядки анионов на аноде при электролизе водных растворов электролитов.
3. Что происходит при электролизе с активным анодом?
4. Сформулируйте первый и второй законы Фарадея. Какой математической формулой они выражаются?
5. Какой из проделанных Вами опытов лежит в основе электролитического рафинирования металлов?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Водород и металл могут выделять на катоде одновременно при электролизе водного раствора:

1) Сульфата калия
2) Нитрата серебра
3) Нитрата цинка
4) Сульфата хрома (III)
5) Нитрата меди (II)
6) Нитрата марганца (II)

2. Кислород не выделяется на аноде при электролизе водного раствора

1) Сульфида лития
2) Сульфата цинка
3) Нитрата никеля (II)
4) Хлорида хрома (III)
5) Фторида калия
6) Бромида кальция

3. Установите соответствие между формулой соли и продуктами, образующимися на катоде при электролизе его водного раствора

	ФОРМУЛА СОЛИ		ПРОДУКТЫ НА КАТОДЕ
А)	CH_3COONa	1.	Металл
Б)	$Cu(NO_3)_2$	2.	Водород
В)	K_2SO_4	3.	Оксид серы (IV)
Г)	$AlCl_3$	4.	Металл, водород
		5.	Галоген
		6.	Оксид азота (IV)

4. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимися на аноде при электролизе его водного раствора

	ФОРМУЛА СОЛИ		ПРОДУКТЫ НА АНОДЕ
А)	K_3PO_4	1.	Кислород
Б)	$FeCl_3$	2.	Оксид фосфора (V)
В)	$NiSO_4$	3.	Оксид серы (IV)
Г)	$CrBr_3$	4.	Водород
		5.	Галоген

5. Установите соответствие между формулой соли и продуктами, образующимися на инертных электродах при электролизе его водного раствора

	ФОРМУЛА СОЛИ		ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА
А)	KCl	1.	Металл, галоген
Б)	$CuCl_2$	2.	Металл, кислород
В)	NaF	3.	Водород, галоген
Г)	$ZnBr_2$	4.	Водород, кислород
		5.	Металл, водород, кислород
		6.	Металл, водород, галоген

6. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе расплавов $CaCl_2$, KOH, $NaNO_3$ для каждого процесса составить общее уравнение реакции.
7. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе водных растворов: $NiCl_2$, $NaBr$, $AgNO_3$, $ZnSO_4$, HNO_3, KNO_3, KOH, для каждого из них составить общее уравнение реакции.
8. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе водного раствора $Cu(NO_3)_2$ с медным анодом, $NiSO_4$ с никелевым анодом и $AgNO_3$ с серебряным анодом. Для каждого случая составить общее уравнение реакции.
9. В растворе содержатся ионы Ag^+, Ni^{2+}, Cu^{2+} в одинаковой молярной концентрации. В какой последовательности будет идти восстановление этих ионов при электролизе раствора?
10. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока $5\,A$ в течение $3\,ч$. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (*н.у.*), выделившихся на катоде и на аноде?

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Серов А.В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к практическим занятиям по дисциплине

«Основы материалов в технике»

ДЛЯ НАПРАВЛЕНИЯ ПОДГОТОВКИ

15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

Ставрополь, 2025

Методические указания к практическим занятиям составлены с учетом требований Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования, в соответствии с рабочим учебным планом и рабочей программой дисциплины «Основы материалов в технике» для студентов направления подготовки 15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств

Составитель (автор): Серов А.В.

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины «Основы материалов в технике» является формирование набора общекультурных компетенций ОПК-5, ОПК-8 у студентов по направлению подготовки 15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств.

Дисциплина «Основы материалов в технике» относится к дисциплинам обязательной части блока дисциплин Б1.О.17. Ее освоение происходит в 3 семестре.

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Индекс	Формулировка:
ОПК-5	Способен использовать основные закономерности, действующие в процессе изготовления машиностроительных изделий требуемого качества, заданного количества при наименьших затратах общественного труда
ОПК-8	Способен участвовать в разработке обобщенных вариантов решения проблем, связанных с машиностроительными производствами, выборе оптимальных вариантов прогнозируемых последствий решения на основе их анализа

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ 4
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1. Основные классы неорганических соединений ……6
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2. Закон эквивалентов…….....9
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №3. Строение атомов..... 12
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4 Химическая термодинамика …… 16
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5. Химическая кинетика. Химическое равновесие 18
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ№ 6. Способы выражения концентрации растворов 21
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 7. Гидролиз солей ……23
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 8. Окислительно-восстановительные реакции……25
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 9 Классификация и номенклатура
органических соединений…….. 28
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА 32

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 1. Основные классы неорганических соединений

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 1 Атомно-молекулярное учение. Строение атомов. Химическая связь.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

По функциональным признакам неорганические соединения подразделяются на классы в зависимости от характерных свойств, проявляемых ими в химических реакциях. Существует четыре класса неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды – это соединения элементов с кислородом, в которых кислород проявляет степень окисления -2. По химическим свойствам оксиды подразделяют на несолеобразующие (безразличные) и солеобразующие. Последние в свою очередь делят на основные, кислотные и амфотерные.

Основные	Амфотерные	Кислотные
Na_2O, CaO, MgO, BaO	ZnO, Al_2O_3, BeO	SO_3, SO_2, P_2O_5
Основными называются оксиды**,** которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами	**Амфотерными** называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями.	**Кислотными оксидами** называются оксиды, образующие соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами:
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ $CaO + HCl \rightarrow CaC1_2 + H_2O$	$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + H_2O$	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ $SO_3 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$

Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями. К ним относятся: *N_2O* – оксид азота (*I*), (*NO*) – оксид азота (*II*), (*CO*) – оксид углерода (*II*) и др.

Кислоты – это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла.

Классификацию кислот производят:

а) по основности, т.е. по числу атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла. По основности кислоты делятся на:

- одноосновные (*HCl, HNO_3, HCN* и др.);
- двухосновные (*H_2S, H_2CO_3 , H_2SO_4* и др.) и т.д.

Кислоты, молекулы которых содержат два и более атомов водорода, называются **многоосновными**;

б) по содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты делятся на:

- бескислородные (*HCl*, H_2S, *HCN* и др.);
- кислородсодержащие (HNO_3, H_3PO_4, $HClO_4$ и др.).

В) в зависимости от степени диссоциации кислоты делят на сильные (*HCl*, HNO_3, H_2SO_4 и др) и слабые (H_2S, H_2CO_3,*HCN* и др).

Основания – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп (*OH*).

Классификацию оснований проводят:

а) по числу гидроксильных групп в молекуле. Количество гидроксильных групп в молекуле основания зависит от валентности металла и определяет **кислотность основания**. По этому признаку основания делятся на однокислотные (*NaOH*, *LiOH*, *KOH* и др.), двукислотные $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и др.

Двух- и трёхкислотные основания называются **многокислотными**;

б) по растворимости в воде основания делятся на:

- **растворимые** (*LiOH*, *NaOH*, *CsOH*, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$);
- **нерастворимые (**$Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и др.). Растворимые в воде основания называются **щелочами**.

в) по степени диссоциации основания делят на:

- сильные (KOH, NaOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$)
- слабые ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, NH_4OH и др)

Соли – это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

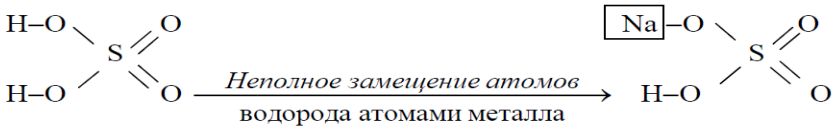
Соли делятся на три типа: нормальные (средние), кислые и основные.

Нормальные (средние) соли – это продукты полного замещения

атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продуктами полного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатаками.

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

Например:



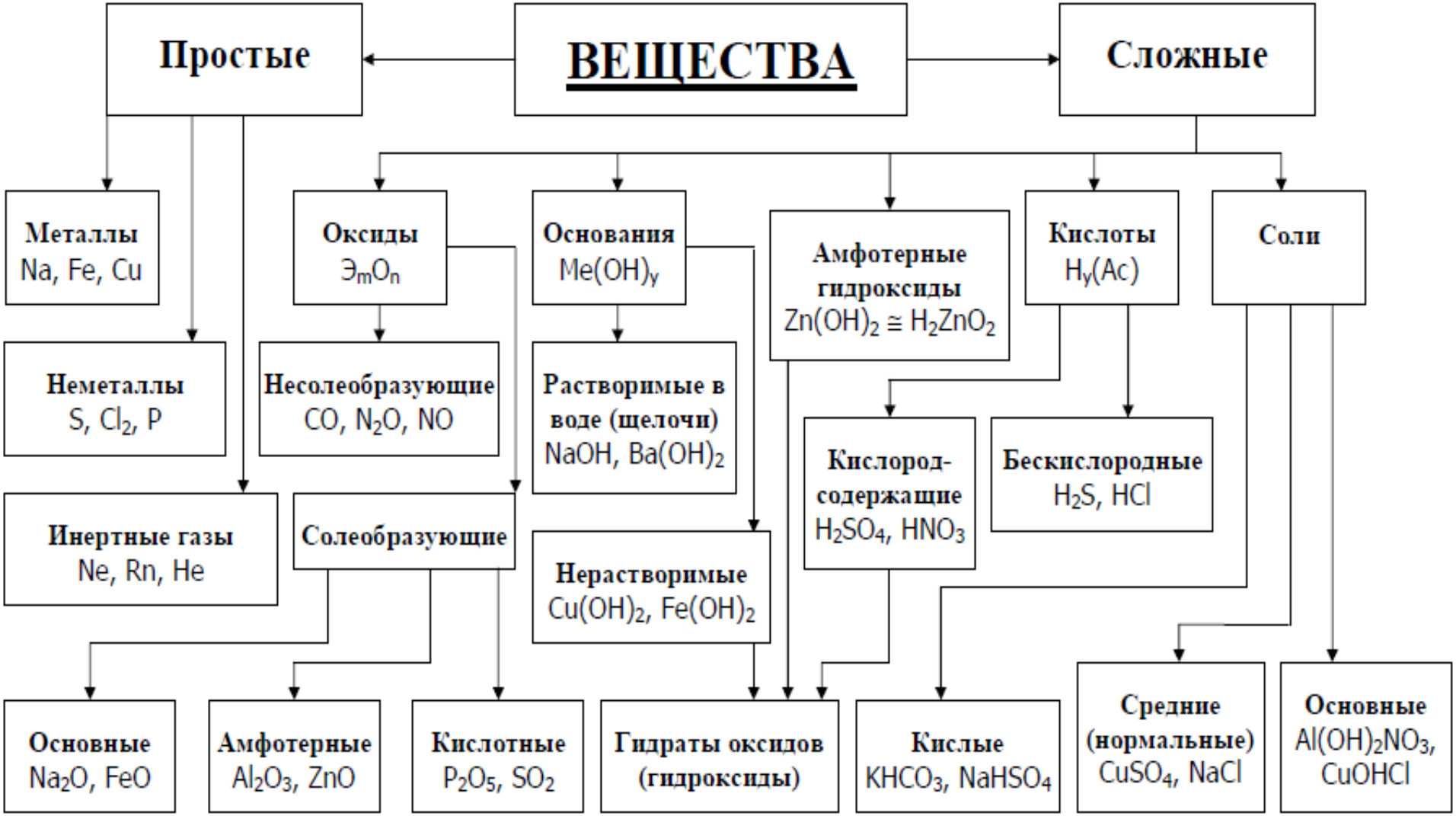
Двухосновная кислота

Кислая соль $NaHSO_4$

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками.

Примеры основных солей: *CaOHCl* -гидроксохлорид кальция;

$(CaOH)_2SO_4$ - гидроксосульфат кальция; $FeOH(NO_3)_2$ –гидроксодинитрат железа (III).


ВЕЩЕСТВА
Простые
Сложные
Металлы
Na, Fe, Cu
Неметаллы
S, Cl2, P
Инертные газы
Ne, Rn, He
Оксиды
ЭmOn
Несолеобразующие
CO, N2O, NO
Солеобразующие
Основания
Me(OH)y
Растворимые в воде (щелочи)
NaOH, Ba(OH)2
Нерастворимые
Cu(OH)2, Fe(OH)2
Амфотерные гидроксиды
Zn(OH)2 ≅ H2ZnO2
Кислоты
Hy(Ac)
Кислород-содержащие
H2SO4, HNO3
Бескислородные
H2S, HCl
Соли
Основные
Na2O, FeO
Амфотерные
Al2O3, ZnO
Кислотные
P2O5, SO2
Гидраты оксидов (гидроксиды)
Кислые
KHCO3, NaHSO4
Средние (нормальные)
CuSO4, NaCl
Основные
Al(OH)2NO3, CuOHCl

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 2. Закон эквивалентов

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 1 Атомно-молекулярное учение. Строение атомов. Химическая связь.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

В химии в качестве единицы количества вещества наряду с молем употребляется также эквивалент (Э)

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

Например, в соединениях HCl, H_2O, NH_3 и CH_4 эквивалент хлора, кислорода, азота и углерода равен соответственно 1 моль, ½ моль, 1/3 моль и ¼ моль.

Масса 1 эквивалента называется его эквивалентной массой ($M_э$). В приведенном выше примере эквивалентные массы элементов соответственно равны $M_{э\ (Cl)}$ = 35,5 г/моль-экв $M_{э(O)}$ =16/2 = 8 г/моль-экв $M_{э(N)}$ = 14/3 = 4,67 г/моль-экв $M_{э(C)}$ = 12/4 3 г/моль-экв.

Значение эквивалента равно частному от деления эквивалентной массы на молярную массу, т.е.

$$Э = \frac{Mэ}{M}$$

Закон эквивалентов

Массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.

$$\frac{m_1}{M_1^э} = \frac{m_2}{M_2^э} \text{ или } r_{э_1} = n_{э_2}$$

Где m_1 m_2 массы реагирующих веществ

$M_э^1$ $M_э^2$ эквивалентные массы этих же веществ

$n_{э1}$ и $n_{э2}$ количества эквивалентов первого и второго вещества.

Следует отметить, что эквивалент элемента и его эквивалентная масса могут иметь различные значения в зависимости от того, из состава какого соединения они были вычислены. Обычно эквивалентная масса отдельного элемента определяется по формуле:

$$M_{э\ (элемента)} = \frac{A}{B}$$

Где А – атомная масса элемента

В валентность этого элемента

Например, для кислорода: $M_{э(о)} = 16/2 = 8$г/моль-экв

Что касается сложных веществ, то в зависимости от класса веществ и типов реакций в которых они участвуют эквивалентные массы веществ определяют по разному.

Рассмотрим определение эквивалентных масс следующих классов веществ: оксидов, оснований и солей.

$$M_{Э(оксида)} = \frac{M оксида}{Ч\,В}$$

Где $M_{оксида}$ молярная масса оксида

Ч – число атомов элемента

В – валентность этого элемента

$$M_{э(кислоты)} = \frac{M кислоты}{Основность} \qquad M_{э(основания)} = \frac{M основания}{Кислотность} \qquad M_{э(соли)} = \frac{M соли}{Ч\,В}$$

Где Ч – число атомов металла

В – валентность этого металла

Эквивалентную массу можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Например: $M_{э(ЭО)} = M_{э(э)} + M_{э(о)}$

$M_{э(P2O5)} = M_{э(P)} + M_{э(O)} = 6{,}2 + 8 = 14.2$ г/моль-экв

Эквивалентом химического соединения называется определенное количество сложного вещества, которое полностью взаимодействует с одним эквивалентом водорода (т.е. с одним молем атомов водорода) или с одним эквивалентом любого другого вещества.

Пример: вычислить эквиваленты и эквивалентные массы $Al(OH)_3$ в следующих реакциях:

$$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow Al(OH)_2Cl + H_2O$$

$$Al(OH)_3 + 3HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3H_2O$$

В связи с тем, что $Al(OH)_3$ реагирует с 1 эквивалентной массой HC1 в первой реакции и с тремя эквивалентными массами HNO_3 во второй реакции, следовательно его эквивалентная масса в реакции (1) равна $M_{(Al(0H)3}/1$, а в реакции (2) $M_{(Al(0H)3}/3$. Эквиваленты $Al(0H)_3$ в уравнениях 1 и 2 соответственно равны 1 моль и 1/3 моль.

Рассмотрим некоторые задачи на закон эквивалентов.

Задача. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислить эквивалентную массу этого металла

Решение

Напишем условную схему химической реакции

$$Me(OH) \rightarrow MeSO_4$$

Согласно закона эквивалентов, массы реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам, т.е.

$$\frac{m}{M} = \frac{m}{M} \quad \text{или} \quad n_{эMeOH} = n_{эMeSO4}$$

Исходя из закона эквивалентов $M_{э(MeOH)} = M_{э(Me)} + M_{э(OH),}$

а также $M_{э(MeSO4)} = M_{э(Me)} + M_{э(SO4)}$

В дальнейшем составляем уравнение и находим эквивалентную массу металла

Задачи и вопросы.

1. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислить эквивалентную массу этого металла.

2. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислить эквивалентную массу этого металла

3. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г его оксида. Вычислить эквивалентную и атомную массы этого металла

4. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты, потребовалось 25 мл 2Н раствора щелочи. Определить эквивалентную массу кислоты

5. На нейтрализацию 0,943 г фосфорной кислоты (H_3PO_4) израсходовано 1,291 г КОН. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу кислоты

6. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислить эквивалентную и атомную массы этого элемента.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 3. Строение атомов

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 1 Атомно-молекулярное учение. Строение атомов. Химическая связь.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Электронной конфигурацией атома называется запись, отражающая распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням.

Структуру атомных энергетических уровней можно изобразить в виде электронных формул или энергетических диаграмм.

При написании электронных формул используется 2 квантовых числа **n** и **l.**

Например

1-й энергетический уровень - 1s

2-й энергетический уровень - 2s2p

3-й энергетический уровень - 3s3p3d

4-й энергетический уровень - 4s4p4d4f

При написании энергетических диаграмм каждая АО изображается в виде квантовой ячейки (□), около которой ставятся номер уровня и символ подуровня.

Подуровни на каждом уровне смещены по высоте, т.к. энергия их различается. При этом, относительная энергия атомных орбиталей возрастает с увеличением **n**. Энергия орбиталей в многоэлектронных атомах зависит не только от притяжения электронов к ядру, но и от отталкивания их от остальных электронов, что вызывает изменение последовательности возрастания энергии орбиталей по сравнению с атомом водорода.

Порядок возрастания энергии атомных орбиталей в сложных атомах описывается правилом Клечковского.

1. Энергия орбиталей возрастает в соответствии с увеличением суммы главного и орбитального квантовых чисел (*n*+*l*).

2. При одинаковом значении суммы энергия меньше у орбитали с меньшим значением n.

В многоэлектронных атомах последовательность размещения электронов по уровням и подуровням осуществляется в строгом соответствии с 3 принципами квантовой механики:

- принцип минимума энергии;
- принцип Паули;
- правило Гунда.

Принцип минимума энергии отражает стремление любого атома находиться в основном (невозбужденном) состоянии. В связи с этим электрон в атоме всегда стремится занять наиболее низкий энергетический подуровень, т.е. подуровень с наименьшим значением энергии.

Для того, чтобы определить максимальное число электронов на одной атомной орбитали, используется принцип Паули:

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором 4 квантовых чисел.

На одной орбитали не может быть более 2-х электронов.

Правило Гунда.

Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

Алгоритм построения электронной конфигурации атомов на примере тантала Ta^{73} (6 период, 5 группа п/подгруппа)

1. Исходя из положения в ПСЭМ находим число энергетических уровней и расписываем по подуровням

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p 6d 6f

2. Характеризуем каждый подуровень значением главного и орбитального квантовых чисел, учитывая, что l =0 для s-подуровня, l =1 для p-подуровня, l=2 для d -подуровня и l =3 для f -подуровня:

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
n	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5	6	6	6	6

l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	0	1	2	3

3. Находим сумму главного и орбитального кв. чисел для каждого подуровня,

	1s	**2s**	**2p**	**3s**	**3p**	**3d**	**4s**	**4p**	**4d**	**4f**	**5s**	**5p**	**5d**	**5f**	**6s**	**6p**	**6d**	**6f**
n+l	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	**6**	7	8	9

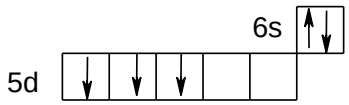
4. Исходя из 1-го и 2-го правил Клечковского заполняем подуровни вплоть до последнего уровня, т.е до ***n+ l*** = 6 и начинаем считать электроны.

	$1s^2$	**$2s^2$**	**$2p^6$**	**$3s^2$**	**$3p^6$**	**$3d^{10}$**	**$4s^2$**	**$4p^6$**	**$4d^{10}$**	**4f**	**$5s^2$**	**$5p^6$**	**5d**	**5f**	**$6s^2$**	**6p**	**6d**	**6f**
n+l	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	**6**	7	8	9

5. После заполнения $6s^2$ имеем 56 электронов. Заполняем подуровни с ***n+ l*** =7, т.е. ***4f*** -подуровень и, наконец, 5d -подуровень получает 3 электрона:

$1s^2$	**$2s^2$**	**$2p^6$**	**$3s^2$**	**$3p^6$**	**$3d^{10}$**	**$4s^2$**	**$4p^6$**	**$4d^{10}$**	**$4f^{14}$**	**$5s^2$**	**$5p^6$**	**$5d^3$**	**5f**	**$6s^2$**	**6p**	**6d**

6. Находим валентные электроны, т.е. ***$5d^3 6s^2$***. Валентными электронами называются те, которые находятся на последнем энергетическом уровне и те, которые заполняются последними при формировании электронной конфигурации. Графическое изображение валентных электронов:



Задачи и вопросы

1. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает главное квантовое число *n*? Напишите электронную формулу атома серебра. Какие значения принимает *n* в атоме серебра

2. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает орбитальное квантовое число *l*? Какие значения может принимать *l*? Напишите электронную формулу мышьяка.

3. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает магнитное квантовое число *m?* Какие значения может принимать *m*? Напишите электронную формулу цинка. Для каждого из электронов третьего квантового уровня атома цинка укажите значения главного, орбитального и магнитного квантовых чисел.

4. Какие значения принимает спиновое квантовое число *s?* В чем заключается правило Хунда? Приведите графические схемы распределения электронов по квантовым ячейкам (орбиталям) в невозбужденных атомах марганца и сурьмы. Чему равна сумма спинов электронов в каждом из них

5. Используя правило Клечковского, расположите в порядке возрастания энергии подуровни *4p, 4s, 3d.* Составьте электронные формулы атомов калия, скандия, галлия. К каким электронным семействам они относятся?

6. Используя правило Клечковского, расположите в порядке возрастания энергии подуровни *4p, 4s, 3d.* Составьте электронные формулы атомов калия, скандия, галлия. К каким электронным семействам они относятся?

7. Выберите исходные данные в таблице 1 и приведите обоснованные ответы на вопросы.
1) Напишите электронную формулу невозбужденного атома элемента с зарядом ядра А, приведите графическую схему распределения электронов по квантовым ячейкам (орбиталям).

2) Укажите валентные электроны его атома (графически).

Табл. 1

№ задачи	элемент	А	№ задачи	элемент	А
1	$_{26}$Fe	56	**6**	$_{35}$Br	79
2	$_{53}$I	127	**7**	$_{42}$Mo	98
3	$_{25}$Mn	55	**8**	$_{24}$Cr	52
4	$_{28}$Ni	58	**9**	$_{16}$S	32
5	$_{27}$Co	59	**10**	$_{17}$Cl	35

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 4. Химическая термодинамика

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 2 Химическая термодинамика и кинетика.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Каждая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии, а область химии, изучающая тепловые эффекты химических процессов, называется термохимией.

Тепловым эффектом химической реакции называют количество выделенной или поглощенной теплоты при постоянных объеме или давлении и относят к 1 моль вещества.

Химические уравнения, в которых наряду с формулами веществ участвующих в реакции**,** указаны тепловые эффекты**, называют *термохимическими.***

Например: $C_{гр} + O_2 = CO_2 + 395$ кДж. Реакция экзотермическая, т. е. идет с выделением теплоты.

В термодинамике $\Delta H = -Q$, т. е. энтальпия равна теплоте реакции с обратным знаком, т.е. изменение энтальпии рассматривает тепловой эффект по отношению к системе: если тепло выделяется, то система энергию теряет. В примере (см. выше) энтальпия уменьшилась на 395 кДж, поэтому тепловой эффект реакции $\Delta H = -395$ кДж. В эндотермических реакциях $\Delta H > 0$.

Термохимические расчеты основаны на законе Гесса.

Тепловой эффект реакции зависит только от состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути перехода.

Следствие 1 Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования ее продуктов за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.

Теплота образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях равна 0 (H_2, Cl_2, N_2 и т. д.)

Пример. Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди (I) массой 1,00 кг, если при этом образуется медь и оксид серы (IV)?

Решение. Уравнение реакции:

$$Cu_2S_{(k)} + O_{2(г)} = 2Cu_{(k)} + SO_{2(г)}$$

Рассчитаем тепловой эффект реакции, который при изобарно-изотермических условиях равен изменению энтальпии реакции:

$$\Delta H^0 + \Delta_f H^0_{SO_2} - \Delta_f H^0_{Cu_2S} = -296{,}9 — 82{,}0 = -214{,}9 \text{ кДж}$$

Такое количество теплоты выделится при обжиге 1 моль *Cu2S*, т. е. 159,1 г. В 1,00 кг *Cu2S* содержится n = 1000/159,1 = 6,29 моль, следовательно, количество выделившейся теплоты:

$$Q = \Delta H^0 n = -214{,}9 \cdot 6{,}29 = -1352 \text{ кДж}.$$

Задачи.

1. Рассчитайте ΔG^0_{298} реакций

а) $SnO_{2(к)} + Cu_{(к)} = SnO_{(к)} + CuO_{(к)}$

б) $PbO_{2(к)} + Cu_{(к)} = PbO_{(к)} + CuO_{(к)}$

Возможно ли протекание этих реакций при стандартных условиях? Какой из оксидов — *SnO2* или *PbO2* — в большей степени проявляет окислительные свойства?

2. Сколько теплоты выделится при восстановлении оксида железа (III) массой 350 г металлическим алюминием? Возможно ли протекание этой реакции при 1600 К?

3. Реакция горения ацетилена выражается термохимическим уравнением:

$$C_2H_{2(г)} + 2.5O_2 = 2CO_{2(г)} + H_2O_{(г)}$$

$$\Delta H^0_{298} = -1256 \text{ кДж}$$

Рассчитайте теплоту образования ацетилена. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании ацетилена объемом 2,60 м3 (объем приведен к нормальным условиям). Возможно ли протекание этой реакции при 1200 К?

4. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободных металлов при 800 К: *CuO, Al2O3, NiO*? Почему?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 5. Химическая кинетика. Химическое равновесие

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 2 Химическая термодинамика и кинетика.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Скоростью химического процесса называют изменения концентрации какого-либо из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы [моль/л сек].

Факторы, влияющие на скорость химических реакций :

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрация реагирующих веществ
3. Температура
4. Давление
5. Катализаторы

Основной закон химической кинетики – **закон действующих масс:**

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорционально произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции:

$$aA + bB \rightarrow mM + nN$$

Схематическое выражение закона действующих масс имеет вид:

$$V = k\,[A]^a[B]^b$$

где V- скорость,($^{моль}/_{л.\ сек}$);

[A] и [B] - концентрации веществ А и В в $^{моль}/_{л}$

a и b - стехиометрические коэффициенты,

k – константа скорости реакции численно равная скорости реакции при концентрации реагирующих веществ равных 1 $^{моль}/_{л}$.

Температурная зависимость скорости реакции

С возрастанием температуры скорость химической реакции растет. В результате экспериментов Вант-Гофф установил правило:

При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства реакций возрастает в 2-4 раза.

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

γ - температурный коэффициент скорости реакции.

Более точно зависимость скорости реакции от температуры выражается *уравнением Аррениуса*

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

E_a – энергия активации, кДж/моль;

T – температура, R – универсальная газовая постоянная

A – предэкспоненциальный множитель, формально определяющий константу скорости реакции при нулевой энергии активации.

Реакции делятся на: *обратимые и необратимые,* при этом большинство известных реакций являются обратимыми. При обратимых реакциях ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью, т. е. такие реакции протекают не до конца.. В случае обратимых реакций наступает такой момент, когда скорость прямой и обратной реакций становятся одинаковыми. Такое состояние реагирующей системы называется **состоянием химического равновесия** и дальнейшего изменения концентраций участвующих в реакции веществ не происходят.

Например, для химической реакции в момент равновесия

$$\mathbf{aA + bB \leftrightarrows cC + dD}$$

математическим выражением закона действующих масс применительно к обратимым процессам является:

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

где К – константа равновесия данной реакции, которая не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит только от температуры и природы реагирующих веществ.

<u>Пример.</u> В некоторый момент протекания гомогенной газовой реакции A + 2B = D концентрации были равны (моль/л):

$$C_{A(1)} = 2{,}5; \quad C_{B(1)} = 1{,}5; \quad C_{D(1)} = 0{,}5$$

Каковы были исходные концентрации $C_{A(исх)}$ и $C_{B(исх)}$ перед началом реакции? Какими станут концентрации $C_{A(2)}$ и $C_{D(2)}$, когда прореагирует 80% вещества B?

Решение. Перед началом реакции cDисх) = 0. По уравнению реакции для получения cD(1) = 0,5 израсходовано ΔcA(1) = 0,5 и Δcв(1) = 2 · 0,5 = 1,0. Следовательно, исходные концентрации были

$$c_{A(исх)} = c_{A(1)} + \Delta c_{A(1)} = 2{,}5 + 0{,}5 = 3{,}0;$$

$$c_{B(исх)} = c_{B(1)} + \Delta c_{B(1)} = 1{,}5 + 1{,}0 = 2{,}5.$$

Прореагировало 80 % B**,** т. е. $\Delta C_{B(2)}$ = 2,5 0,8 = 2,0.

Осталось: $C_{B(2)} = C_{B(исх)} - \Delta C_{B(2)} = 2{,}5 - 2{,}0 = 0{,}5$

Из уравнения реакции следует, что при этом прореагировало вдвое меньше вещества A, т. е. ΔcA(2) = 0,5 2,0 = 1,0. Осталось $C_{A(2)} = C_{A(исх)} - C_{A(2)}$ = 3,0 - 1,0 = 2,0. Вещества D образовалось столько, сколько прореагировало A, т. е. $C_{D(2)} = 0{,}5 \cdot 2{,}0 = 1{,}0$.

Задачи и вопросы

В водном растворе установилось равновесие (см. табл.). Напишите выражения для константы равновесия. В каком направлении и почему сместится равновесие: а) при уменьшении pH; б) при увеличении pH; в) при разбавлении?

таблица

Номер задачи	Уравнение реакции
1	$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightleftarrows 2CrO_4^{2-} + H_2O$
2	$Ti^{4+} + H_2O \rightleftarrows TiO^{2+} + 2H^+$
3	$V_2O_7^{4-} + H_2O \rightleftarrows 2VO_3^- + 2OH^-$
4	$2CrO_4^{2-}2H^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

2. Перед началом реакции

$2NO + O_2 \leftrightarrows 2NO_2$

Исходные концентрации были равны в моль/л:

$C_{NO(исх)} = 1{,}50$; $C_{O2(исх)} = 0{,}50$. Какими станут концентрации C_{NO} и C_{NO2}, когда концентрация O_2 будет равна 0,05? Во сколько раз уменьшится скорость реакции?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 6. Способы выражения концентрации растворов

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 3 Растворы электролитов и неэлектролитов. Реакции в растворах электролитов.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Известны различные способы выражения концентрации растворов, каждый из которых имеет преимущественные применения в той или иной области науки и техники.

Массовая доля (**ω**) – отношение массы данного компонента в растворе к массе всего раствора. Обычно выражается в процентах.

$$\omega = \frac{m_B}{m_{р-ра}} \cdot 100\%$$

где m_B - масса растворенного вещества

$$m_{раствора} = m_{вещества} + m_{растворителя}; \qquad m_{раствора} = V\,\rho$$

Из других единиц измерения встречается промилле.

Молярная концентрация (молярность раствора, М) – определяется числом молей растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C_м = \frac{n_{в\text{-}ва}}{V_{р-ра}} = \frac{m_{в\text{-}ва}}{M_{в\text{-}ва} \cdot V_{р-ра}}, моль/л$$

где $n_{в\text{-}ва}=\frac{m_{в\text{-}ва}}{M_{в\text{-}ва}}$, $M_{в\text{-}ва}$ – молярная масса растворённого вещества, $г/моль$.

Моляльная концентрация (моляльность , m) определяется числом молей растворенного вещества в 1 кг растворителя.

$$C_m=\frac{n_B}{m_A}=\frac{m_B\cdot 1000}{M_B\cdot m_A},\ моль/кг$$

m_A - масса растворителя (кг), n_B число молей растворенного вещества

Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента) (нормальность, Н) определяется числом эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C_н=\frac{n_{экв(B)}}{V_{р-ра}}=\frac{m_B}{M_{экв(B)}\cdot V_{р-ра}},\ моль-экв/л$$

где $n_{экв(B)}$ – количество эквивалентов вещества B, $моль-экв$;

$M_{экв(B)}$ – молярная масса эквивалента, $моль-экв/л$.

Задачи и вопросы

1. Сколько литров 2,5%-ного раствора NaOH плотностью 1,03 г/см^3 можно приготовить из 80 мл 35%-ного раствора плотностью 1,38 г/см^3?

2. Сколько миллилитров 9,5%-ного раствора Na_2CO_3 (ρ = 1,10 г/см^3) следует добавить к 100 г воды для получения 3%-ного раствора?

3. Вычислить молярность, моляльность и нормальность 16%-ного раствора $A1C1_3$ плотностью 1,15 г/см^3.

4.Сколько граммов Na_2SO_4·необходимо растворить в 600 г воды, чтобы получить 8%-ный раствор Na_2SO_4? Какова моляльность полученного раствора?

5.Определить массовую долю и моляльность раствора, полученного при смешивании 50 г 40% -ного раствора KOH и 500 г 9%-ного раствора KOH.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 7. Гидролиз солей

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 3 Растворы электролитов и неэлектролитов. Реакции в растворах электролитов.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Гидролизом называется обменная реакция веществ с водой при которой происходит изменение концентрации ионов водорода (H^+), т. е. pH раствора.

Гидролиз протекает только в тех случаях, когда из ионов соли и молекул H_2O может образоваться хотя бы одно слабодиссоциирующее или малорастворимое вещество.

Гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят ионы слабой кислоты или ионы слабого основания.

Соли, образованные сильными основаниями и сильной кислотой гидролизу не подвергаются.

В зависимости от характера солей различают 3 типа гидролиза:

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl, $SnCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $CuSO_4$). В этом случае гидролиз идет по катиону соли. Рассмотрим гидролиз хлорида аммония: $NH_4Cl \leftrightarrows NH_4^+ + Cl^-$

$$NH_4Cl \langle \begin{matrix} NH_4OH - \text{слабое основание} \\ HCl - \text{сильная кислота} \end{matrix}$$

Реакции гидролиза следует записывать в трех формах:

Сокращенное ионное уравнение, которое как раз и демонстрирует химическое взаимодействие катиона соли и молекул воды:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H^+$$

В результате этой реакции ионы OH^- связываются с катионом, образуя слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе и создают кислую среду (pH < 7) .

Полное ионное уравнение

$$NH_4^+ + Cl^- + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H^+ + Cl^-$$

Молекулярное уравнение

$$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + HCl$$

2. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой

Na_2CO_3, K_2SO_3, CaS, K_3PO_4

3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, а также при смешивании солей

CH_3COONH_4, $FeAc_3$

При составлении ионно-молекулярных уравнений гидролиза необходимо:

1. Записать уравнение диссоциации соли.

2. Определить природу катиона и аниона (т. е. найти катион слабого основания или анион слабой кислоты).

3. Записать ионно-молекулярное уравнение реакции учитывая, что вода слабый электролит и что сумма зарядов должна быть одинаковой в обеих частях уравнения, далее написать сокращенное ионное уравнение и, наконец, молекулярное уравнение.

Задачи и вопросы

Написать в молекулярном и ионном виде ступенчатый гидролиз соли и определить реакцию среды:

$CuSO_4$	Na_3PO_4	CaS	$Al_2(SO_4)_3$	$TiCl_4$	Na_3PO_4	K_2SiO_3
$BiCl_3$	K_2SiO_3	K_2CO_3	$NiSO_4$	Na_2SiO_3	$Fe_2(SO_4)_3$	$Zn(NO_3)_2$

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 8. Окислительно-восстановительные реакции

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 4 Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические системы.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Все химические реакции можно разделить на 2 типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, а ко второму типу относятся реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

Степень окисления атома относится к основным понятиям химии и введено для характеристики состояния атома в соединении. Степень окисления - это тот электрический заряд, который возник бы на атоме, если бы электронные пары, которыми он связан с другими атомами в молекуле, перешли к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, были бы между ними поделены.

При определении степени окисления атомов в соединениях необходимо знать следующие правила:

1. Водород в подавляющем большинстве соединений (кроме гидридов NaH, CaH_2, и др.) и щелочные металлы проявляют степень окисления + 1.

2. Кислород во всех соединениях, за исключением пероксидов и фторида кислорода, обладает степенью окисления (-2).

3. Степень окисления атомов в простых веществах - молекулах и твёрдых аморфных или кристаллических структурах - равна 0.

4. Алгебраическая сумма произведений чисел атомов на их степень окисления в молекулах равна 0, а в сложном ионе - заряду иона.

5. Степень окисления может представлять собой и дробное число.

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из процесса окисления и восстановления.

Вещества, которые присоединяют электроны называются **окислителями,** а вещества, которые отдают их - **восстановителями.** В процессе реакции окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.

В настоящее время применяется два метода составления уравнений ОВР:

1) Метод электронного баланса

2)Метод полуреакций.

Более подробно рассмотрим метод электронного баланса, при котором учитывается:

1. Сумма электронов, отдаваемых всеми восстановителями, равна сумме электронов принимаемых всеми окислителями.

2. Число одноимённых атомов в левой и правой частях уравнения одинаково.

Алгоритм составления уравнений ОВР.

1. Составить схему реакций с указанием исходных и образующихся веществ:

$SO_2 + KMnO_4 + H_2O \dashrightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2SO_4$

Определить среду реакции (нейтральная)

2. Определить степени окисления атомов в молекулах

$S^{+4}O^{-2}{}_2 + K^{+1}Mn^{+7}O^{-2}{}_4 + H^{+1}{}_2O^{-2} \rightarrow Mn^{+2}S^{+6}O^{-2}{}_4 + K^{+1}{}_2S^{+6}O^{-2}{}_4 + H^{+1}{}_2S^{+6}O^{-2}{}_4$

3. Определить число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами или ионами, и найти восстановитель и окислитель:

восстановитель S+4 -2e → S+6 окисление

окислитель Mn+7 + 5e → Mn2+ восстановление

4 . Уравнять число присоединённых и отданных электронов на основе наименьшего общего кратного (10) для коэффициентов в процессах окисления и восстановления:

$S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$ 5

$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$ 10

5. С учетом коэффициентов, сложить левые и правые части уравнений

5S+4 + 2Mn+7 → 5S+6 + 2Mn+2

6. Исходя из электронного баланса, перенести в молекулярное уравнение реакции полученные коэффициенты перед соответствующими соединениями:

5 SO_2 + 2 $KMnO_4$ + H_2O → 2 $MnSO_4$ + K_2SO_4 + H_2SO_4

7. Расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции:

5 SO_2 + 2 $KMnO_4$ + 2H_2O → 2 $MnSO_4$ + K_2SO_4 + 2H_2SO_4

8. Проверить правильность уравнения :

1) по металлам 2) по неметаллам 3) по водороду 4) по кислороду.

Задачи

1. $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
2. $MnO_2 + KClO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
3. $KMnO_4 + Sn(OH)_2 + KOH = MnO_2 + K_2SnO_3 + H_2O$
4. $Mg + KNO_3 + H_2O = Mg(OH)_2 + KOH + NH_4OH$
5. $Zn + KNO_3 + KOH = K_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$
6. $Cr_2(SO_4)_3 + KMnO_4 + KOH = K_2CrO_4 + MnO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
7. $BiCl_3 + SnCl_2 + KOH = Bi + K_2SnO_3 + KCl + H_2O$
8. $Na_2MoO_4 + HCl + Al = MoCl_2 + AlCl_3 + NaCl + H_2O$
9. $As_2O_3 + KBrO_3 + H_2O = H_3AsO_4 + KBr$
10. $Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH = K_2FeO_4 + KNO_2 + H_2O$

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 8. Классификация и номенклатура органических соединений

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 5 Основы органической химии. Основы аналитической химии. Химический и физико-химический анализ

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Органические соединения делят на три большие группы (ряды) в зависимости от строения углеродного скелета.

1. **Ациклические соединения** (соединения алифатического, жирного ряда) – углеродный скелет состоит из открытой цепи атомов углерода.

2. **Карбоциклические соединения** – углеродный скелет состоит из цепей атомов углерода, замкнутых в цикл. Эта группа делится на две подгруппы – **алициклические** и **ароматические**.

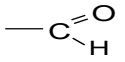
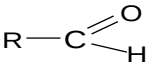
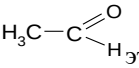
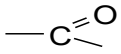
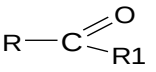
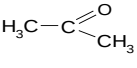
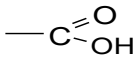
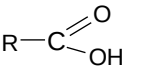
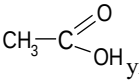
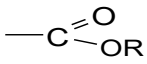
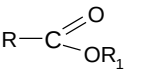
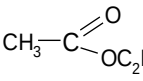
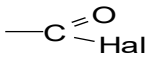
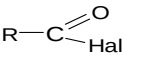
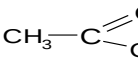
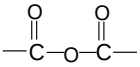
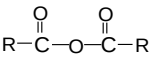
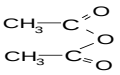
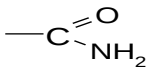
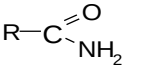
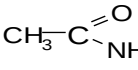
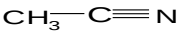
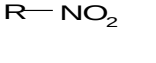
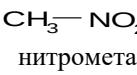
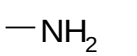
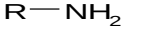
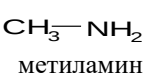
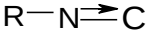
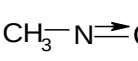
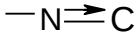
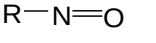
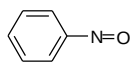
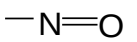
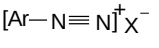
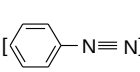
3. **Гетероциклические соединения** – циклические соединения, в состав циклов которых входят наряду с атомами углерода атомы других элементов периодической системы.

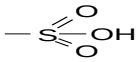
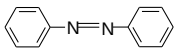
Внутри каждой из этих групп соединения классифицируют по классам согласно соответствующим функциональным группам, присутствующим в соединении.

Функциональными группами называют атомы (заместители) или группы атомов, обуславливающие особенности химического поведения дан-

ной группы органических соединений и определяющие принадлежность этой группы соединений к соответствующему классу.

Таблица 1.1 - Наиболее распространенные функциональные группы и классы органических соединений

Название класса	**Функциональная группа**	**Название группы**	**Общая формула**	**Отдельный представитель**
1	2	3	4	5
Галогено-производные	**-F, -Cl, -Br, -J**	**галоген/галогенид**	**R-Hal**	**CH_3Cl хлорметан**
Спирты, фенолы	**-OH**	**гидрокси/ол**	**R-OH**	**CH_3OH метанол**
			Ar-OH	C_6H_5-OH **фенол**
Простые эфиры	**-OR**	**алкокси/эфир**	**R-O-R'**	CH_3-O-C_2H_5
Альдегиды		**оксо/аль (карбальдегид)**		 этаналь
Кетоны		**оксо/он**		 ацетон
Карбоновые кислоты		**карбокси/овая кислота**		 уксусная к-та
Сложные эфиры		**алкоксикарбонил/ оат**		 этилэтаноат
Галогенангидриды кислот		**галоформил/ оилгалогенид**		 хлористый ацетил
Ангидриды кислот		**-/ангидрид**		
Амиды кислот		**карбамоил/амид**		 ацетамид
Нитрилы		**циан/нитрил (карбонитрил)**		 ацетонитрил
Нитросоединения		**нитро/-**		 нитрометан
Амины		**амино/амин**		 метиламин
Изонитрилы		**изонитрил/ карбиламин**		 Изонитрилметан
Нитрозосоединения		**нитрозо/-**		 нитрозобензол
Диазониевые соли		**-/диазоний X^-**		 Фенилдиазоний хлорид
Азосоединения		**азо/-**		

Сульфиды **Сульфоновые кислоты**	—N=N— —SH 	**-/сульфид** **Сульфо/сульфоновая кислота**	R—S—R1 $R\text{-}SO_3H$	 Азобензол $CH_3\text{-}CH_2\text{-}S\text{—}CH_3$ Метилэтилсульфид Сульфобензол

Если в соединениях имеются несколько различных функциональных групп, то такие соединения называются соединениями со смешанными функциями или гетерофункциональными

Наиболее простыми классами соединений каждого ряда являются углеводороды. Заменяя атомы водорода в углеводородах на другие атомы или функциональные группы переходят к другим классам органических соединений данного ряда. Внутри каждого класса проводится деление на гомологические ряды.

Гомологическим рядом называют бесконечный ряд веществ отличающихся друг от друга на любое число групп $-CH_2-$ (**гомологическую разность $(CH_2)_n$**), имеющих сходное строение и, следовательно, сходные химические свойства.

Общие понятия о номенклатуре органических соединений

Химическая номенклатура – это система названий химических соединений, правила построения этих названий. Известны три, используемые в настоящее время, номенклатуры органических соединений: тривиальная, рациональная и официальная научная номенклатура – ИЮПАК, которая и будет рассмотрена более подробно.

В основу названия соединения по этой номенклатуре положена углеродная цепь молекулы, содержащая максимальное число функциональных групп.

Для построения названия по номенклатуре ИЮПАК необходимо основываться на следующих понятиях:

1. Углеродной цепью называется последовательное соединение атомов углерода друг с другом. В составе цепи находятся углеродные атомы, которые разделяют на первичные, вторичные, третичные и четвертичные. Первичными углеродными атомами называют те углеродные атомы, которые затрачивают на соединение с другими углеродными атомами 1 валентность (1σ-связь), вторич-

ными – две, третичными – три, четвертичными – четыре. Углеродная цепь начинается первичным углеродным атомом, первичным и заканчивается.

2. Названия одновалентных радикалов обычно производят от названий соответствующих предельных углеводородов заменой суффикса **ан** на **ил** (этан – этил), либо добавлением суффикса **ил** к названию непредельного углеводорода (этен – этенил).

3. а) Для построения названия разветвленного изомера выбирают самую длинную углеродную цепь. Выбранная цепь нумеруется с того конца, где ближе расположены радикалы-заместители.

б) Первыми в названии перечисляются заместители в алфавитном порядке с указанием положения их в цепи цифрой. Если имеются одинаковые заместители, то их называют одновременно с указанием положения каждого из них цифрой, а количества – словом.

в) Последним в названии указывается углеводород, соответствующий выбранной цепи:

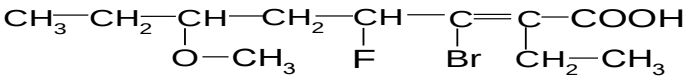
4. Для непредельных углеводородов выбирают самую длинную цепь, содержащую π-связи и нумеруют с того конца, где ближе расположена эта связь. Двойная связь при нумерации имеет предпочтение перед тройной связью и радикалом.

Для обозначения двойной связи используют суффикс «ен», а для тройной – «ин», причем цифрой показывают у какого углеродного атома начинается π-связь.

5. Для названия соединений содержащих функциональные группы за основу выбирается самая длинная углеродная цепь, содержащая функциональные группы. Нумерация цепи зависит от природы функциональной группы. Основные функциональные группы в порядке уменьшения старшинства можно расположить следующим образом:

-COOH, -SO_3H, -COOR, -$CONH_2$, -CN, -CHO, =C=O, -OH, -SH, -NH_2, -C=C-, -C≡C-, -R, -OR, -NO_2, J, Br, Cl, F.

Функциональная группа в названии может быть обозначена префиксом или суффиксом. Если в молекуле присутствуют различные функциональные группы, то суффиксом обозначается старшая. В этом случае за основу выбирается цепь, содержащая максимальное количество функций (родоначальная структура):



2-этил-6-метокси-3-бром-4-фтор-2-октеновая кислота

Перечисление радикалов и функциональных групп в виде приставок осуществляется в порядке убывания старшинства.

Задачи и вопросы.

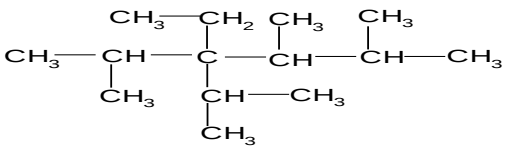
1. Составить формулу 2-метил-4-этилгексана и привести в ответе число атомов водорода, содержащихся в молекуле этого соединения.

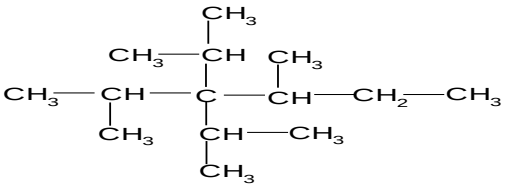
2. Составить формулу 2,2-диметилбутана и привести в ответе число атомов углерода и водорода, содержащихся в молекуле этого соединения.

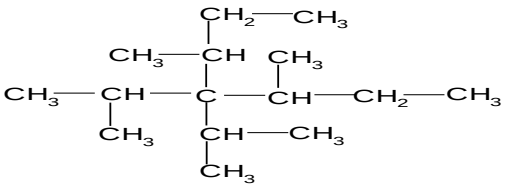
3. Сколько атомов углерода и водорода в молекуле триметил-втор-бутилметана?

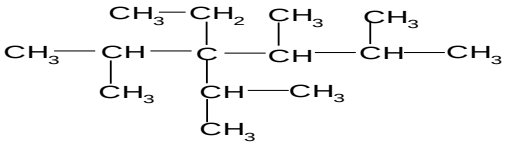
4. Сколько атомов углерода и водорода в молекуле триметилпропилметана?

5. Укажите структурную формулу ди-изопропилди-втор-бутилметана

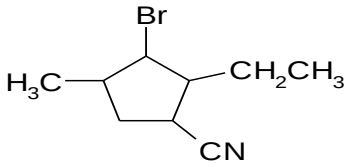
1) 

2) 

3) 

4) 

6. Назовите соединение по международной номенклатуре:



СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / В.В. Денисов, В.М. Таланов, И.А. Денисова, Т.И. Дрововозова ; под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов : Феникс, 2013. - 576 с. : ил., схем., табл. - (Высшее образование). - Библиогр. в кн. - ISBN 978-5-222-20674-4 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=271598

2. Комарова, Е.В. Курс лекций по органической химии : учебное пособие / Е.В. Комарова, О.И. Гребенникова, П.Н. Саввин. - Воронеж : Воронежский государственный университет инженерных технологий, 2011. - 209 с. - ISBN 978-5-89448-820-2 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=141984

3. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник для вузов / Н. В. Коровин. - 2-е изд., испр. и доп. - М. : Высшая школа, 2000. - 558 с. : ил. - (Победитель конкурса учебников). - Гриф: Рек. МО для техн. спец. - Библиогр.: с. 546. - Предм. указ.: с. 547-558. - ISBN 5-06-003939-0 (Электронный ресурс)

4. Афонина, Л.И. Неорганическая химия : учебное пособие / Л.И. Афонина, А.И. Апарнев, А.А. Казакова. - Новосибирск : НГТУ, 2013. - 104 с. - ISBN 978-5-7782-2172-7 ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823

5. Химия : лабораторный практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации, Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. В.П. Тимченко, А.В. Серов и др. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 225 с. : ил. - Библиогр. в кн. ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=457335

6. Органическая химия : практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации, Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. Ю.Ф. Клюшкина, А.В. Серов. - Ставрополь : СКФУ, 2016. - 187 с. : ил. ; То же [Электронный ресурс]. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=458139

7. Методические рекомендации для студентов по организации самостоятельной работы по дисциплине «Химия» - Ставрополь: 2018

8. http://www.chem.msu.su – сайт библиотеки химического факультета Московского государственного университета