

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Воронежский государственный технический университет»

Строительно-политехнический колледж

237-2023

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к выполнению лабораторных работ по дисциплине “Химия”
для студентов специальностей 12.02.10 «Монтаж, техническое обслуживание
и ремонт биотехнических и медицинских аппаратов и систем», 09.02.01
«Компьютерные системы и комплексы», 11.02.16 «Монтаж, техническое
обслуживание электронных приборов и устройств» и 15.02.16 «Технология
машиностроения»
очной формы обучения

Воронеж 2023

УДК 621.38(07)
ББК 32.85я7

Составители: *И. М. Винокурова, Л. С. Тронова*

Неорганическая химия: к выполнению лабораторных работ по дисциплине “Химия” для студентов специальностей 12.02.10 «Монтаж, техническое обслуживание и ремонт биотехнических и медицинских аппаратов и систем», 09.02.01 «Компьютерные системы и комплексы», 11.02.16 «Монтаж, техническое обслуживание электронных приборов и устройств» и 15.02.16 «Технология машиностроения» очной формы обучения / ФГБОУ ВО «Воронежский государственный технический университет»; сост.: И. М. Винокурова, Л. С. Тронова.- Воронеж: Изд-во ВГТУ, 2023. - 47 с.

Методические указания разработаны с целью организации процессов подготовки практического обучения для оказания методической помощи студентам при выполнении лабораторных работ по курсу “Химия” с целью полного освоения материала и успешного выполнения заданий.

Предназначены для студентов, обучающихся по специальностям 12.02.10 «Монтаж, техническое обслуживание и ремонт биотехнических и медицинских аппаратов и систем», 09.02.01 «Компьютерные системы и комплексы», 11.02.16 «Монтаж, техническое обслуживание электронных приборов и устройств» и 15.02.16 «Технология машиностроения» очной формы обучения.

Методические указания подготовлены в электронном виде и содержатся в файле МУ_Химия_Ч_1_2023_.pdf

Табл. 1. Библиогр.: 10 назв.

УДК 621.38(07)
ББК32.85я7

Рецензент – Г. Ю. Харченко, канд. химических наук, доцент кафедры химия ФГБОУ ВО «ВГПУ»

*Издается по решению редакционно-издательского совета
Воронежского государственного технического университета*

ВВЕДЕНИЕ

Химия как наука во многом основана на экспериментальных исследованиях, а поэтому одним из условий ее успешного усвоения является выполнение лабораторных работ.

Настоящие методические указания составлены в соответствии с программой курса “Химии” для технических специальностей. Перечень лабораторных работ соответствует рабочей программе и содержит работы, имеющие значение для специальностей технического профиля. Методические указания рассчитаны на самостоятельную работу студентов по соответствующим темам и предварительным ознакомлением с содержанием работы. Материал в указаниях составлен таким образом, что он будет полезен студентам при самостоятельном изучении химии и выполнении ими контрольных работ. На лабораторных занятиях студенты должны овладеть техникой элементарного химического эксперимента и уметь делать выводы на основе проведенных наблюдений.

Контрольные упражнения могут быть использованы для проверки усвоения материала всей группой, отдельными студентами, а также для самоконтроля студентов в межсессионный период. Перед каждой лабораторной работой имеется краткое теоретическое введение, а в конце каждой работы вопросы для подготовки по данной теме.

Успешное выполнение лабораторных работ возможно только при условии, если студент освоил теоретический материал по данной теме и методику проведения эксперимента. К выполнению лабораторной работы допускаются только те студенты, которые получили положительную оценку за освоение теоретического материала.

По каждой лабораторной работе студент должен оформить отчет, включающий в себя:

- название работы, краткое теоретическое введение, в котором формулируется цель данной работы,
- краткое описание методики проведения работы (схему установки, порядок проведения опыта), результаты опытов,
- математические расчеты, если необходимо графическое оформление,
- выводы по каждому опыту, а также общие выводы, подтверждающие общие закономерности изучаемых процессов.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И РАБОТА С ЭКСПЕРЕМЕНТАЛЬНЫМИ ДАННЫМИ

1. Общие правила в лаборатории

Прежде чем начать работу в лаборатории, студент должен ознакомиться с правилами внутреннего распорядка и безопасности работы, которые в дальнейшем должен строго выполнять.

Рабочее место студент должен содержать в полном порядке. Нельзя загромождать стол ненужными предметами, приборами, книгами. Приступить к работе можно, лишь внимательно изучив описание опыта и уяснив технику его выполнения. В процессе работы следует соблюдать указанные в руководстве порядок и условия проведения эксперимента.

Реактивы следует расходовать экономно, не превышая количества, указанного в руководстве. Не прореагировавшие с кислотами гранулы цветных металлов, предварительно промыв водой, следует складывать отдельную чашечку. Остатки от опытов с дорогими и дефицитными реактивами (соли серебра, олова, йода и др.) нужно выливать в специально поставленные для этой цели банки.

При работе необходимо следить за чистотой используемой посуды: пробирок, колб, химических стаканов и мерных цилиндров, хорошо промывать водой после каждого потребления.

Не уносить приборы и реактивы общего пользования на своё рабочее место. Принять за правило: ***немедленно после использования каждый предмет или реактив ставить на прежнее место.***

Сухие реактивы брать шпателями из стекла, которые должны быть всегда чистыми и сухими. После потребления их следует тщательно обтереть фильтровальной бумагой. ***Взятые в избытке сухие вещества запрещается высыпать обратно в реактивные банки.*** Это правило относится и к растворам. После того как реактив взят, склянку нужно сразу закрыть пробкой. Перепутанная пробка вызовет загрязнение реактива.

Нельзя брать реактивы, находящиеся на других рабочих столах. Если на рабочем месте отсутствуют нужные реактивы, следует обратиться к лаборанту. Отработанные концентрированные растворы кислот, щелочей, твёрдые осадки из растворов, неприятно пахучие и ядовитые вещества, должны сливаться специальные банки, установленные в вытяжных шкафах. Посуду, в которой находились эти вещества, следует тут же в вытяжном шкафу сполоснуть водой, а воду слить в банку.

2. Правила безопасности работы в лаборатории

1. Категорически запрещается без разрешения преподавателя проводить какие-либо опыты, не предусмотренные планом занятия.

2. Не начинать работу без предварительной проверки исправности прибора, на котором проводятся опыты.

3. Все реактивы нельзя пробовать на вкус, так как большинство из них ядовиты. При определении выделяющегося газообразного вещества по запаху не

наклоняться над пробиркой, а держа её в стороне, направлять пары или газы на себя плавным движением руки.

4. Опыты с ядовитыми веществами (сероводород, хлор, двуокись азота и т. д.), а также с концентрированными кислотами и щелочами можно проводить только в вытяжном шкафу. Концентрированные растворы кислот и щелочей не разрешается выносить из вытяжного шкафа на своё рабочее место.

5. Во время кипячения жидкости нельзя заглядывать в сосуд с верху, так как вследствие местного перегрева стенок сосуда жидкость иногда выбрасывается, особенно при наличии в сосуде обильного осадка. Нагревая пробирку с жидкостью или другими веществами, держать её отверстием в сторону от себя и окружающих. Нагревать следует равномерно всю часть пробирки, заполненную веществами. Для предохранения рук от ожогов необходимо нагреваемую пробирку укрепить специальным держателем.

6. Нагревая реактивы, никогда не наклоняйтесь над сосудом, во избежание, попадания брызг на лицо или одежду. Разбавляя кислоты, особенно серную, нужно вливать кислоту в воду, а не наоборот!

7. Выполняя опыты, связанные с опасностью взрыва, воспламенением или разбрызгиванием кислот и щелочей, помимо соблюдения всех других предосторожностей, работать, следует обязательно стоя.

8. Зажигать спиртовку можно от спички или горячей лучинки, а гасить спиртовку с помощью колпачка.

9. Нельзя оставлять без присмотра зажженные спиртовки и включенные электроприборы.

10. Все опыты с легко воспламеняющимися жидкостями или веществами проводить подальше от огня и в вытяжном шкафу. Отработанные легковоспламеняющиеся жидкости (бензол, бензин, эфир, ацетон и т. д.) сливать в особые банки.

11. Каждый студент должен знать, где находятся простейшие средства огнетушения: вода, песок, огнетушитель, специальные одеяла, а так же уметь ими пользоваться.

12. Все электроприборы и электрические установки общего пользования (тяга, вытяжные шкафы, выпрямитель тока) могут включаться только преподавателями или лаборантами.

13. Во избежание несчастных случаев при работе следует точно выполнять все указания по технике безопасности, которые даны в руководстве при описании опытов.

14. При всех несчастных случаях необходимо обращаться к лаборанту или преподавателю. В случаях ожога, попадания на лицо и руки щелочей или кислот оказать пострадавшему первую помощь.

15. Для предотвращения несчастных случаев запрещается студентам вскрывать электрические щитки, магнитные пускатели, закрытые рубильники и делать в них ремонт или исправления: пользоваться для подключения электроприборов электрическим шнуром с поврежденной изоляцией и без оконцевателей: работать с электронагревательными приборами без

термоизоляционных прокладок под ними; включать и выключать электроприборы вблизи легковоспламеняющихся жидкостей; работать с незаземленными электроприборами и исправлять приборы включенные в электросеть.

3. Правила первой помощи при несчастных случаях.

При ранении стеклом следует удалить из раны осколки, быстро обтереть по периферии ранку ватой, смоченной спиртом, смазать её йодом, перевязать, обратиться к врачу.

При термических ожогах первой степени, обожженное место можно присыпать двууглекислым натрием (питьевой содой), рисовым или картофельным крахмалом, тальком. Хорошо помогают примочки из свежеприготовленного раствора питьевой соды (2 %-ный) или раствора (5 % - ный) марганцовокислого калия. Лучшим средством для примочек является абсолютный или 96 % - ный этиловый спирт, который оказывает одновременно обезжиривающее и обеззараживающее действие.

При более тяжелых ожогах необходимо немедленно отправить пострадавшего к врачу. Из средств первой помощи при ожогах второй степени допустимы примочки из раствора только марганцовокислого калия.

При попадании на кожу рук, лица и т.д. концентрированной серной, азотной, уксусной и др. кислот следует немедленно обожженное место промыть струёй воды в течении 3-5 минут, после чего наложить компресс из бинта смоченного раствором танина или 3 % - ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказанной первой помощи немедленно обратиться к врачу.

В случае ожога кожи растворами щёлочей, промыть водой обожженное место до тех пор, пока оно не перестанет быть скользким на ощупь, после чего наложить компресс из бинта, смоченного в спиртовом растворе танина или 3 %-ном растворе перманганата калия.

В случае попадания кислоты или щелочи в глаз, немедленно промыть её водой, затем нейтрализовать кислоту слабым раствором аммиака, щелочь - слабым раствором уксусной кислоты и вновь хорошо промыть водой.

Оказывая первую помощь пострадавшему от поражения электрическим током, нужно действовать очень быстро, правильно, ни на секунду не теряя самообладания. Ни в коем случае не считать потерпевшего погибшим, если даже нет признаков жизни. Нужно делать потерпевшему искусственное дыхание до прихода врача.

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Таблица

Название величины	Обозначения	Размерность
1. Масса вещества.	m	$кг, г$
2. Абсолютная масса атома – масса атома, выраженная в единицах массы.	m_a	$кг, г$
3. Относительная атомная масса – отношение абсолютной массы к 1/12 массы атома углерода ^{12}C .	A_r	Величина безразмерная
4. Относительная молекулярная масса – отношение массы молекулы вещества к 1/12 массы атома углерода ^{12}C ; равна сумме относительных атомных масс атомов, составляющих молекулу.	M_r	Величина безразмерная
5. Количество вещества. 1 моль - такое количество вещества, которое содержит столько структур-ных единиц (атомов, молекул, ионов и др.), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C ($6,02 \cdot 10^{23}$).	n	$моль$
6. Молярная масса - масса 1 моль вещества; численно равна относительной атомной или относительной молекулярной массе этого вещества. Она определяется отношением массы вещества к количеству вещества: $M = \frac{m}{n} \quad (1)$	M	$кг/моль$ $г/моль$
7. Закон Авогадро (1811) – в равных объемах любых газов при одинаковых физических условиях содержится одинаковое число частиц. Постоянная Авогадро – число частиц в одном моле любого вещества $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$.	N_a	$моль^{-1}$
8. Абсолютная масса атома или молекулы: $m_a = \frac{M}{N_A} \quad (2)$		
9. Число частиц в определенном количестве вещества $N = N_a \cdot n \quad (3)$	N	Частицы
10. Валентность – число связей, которые данный атом образует с другими атомами в молекуле. Некоторые элементы, имеющие постоянную валентность: $\begin{aligned} V = I: & H, Li, Na, K, F \\ V = II: & O, Mg, Ca, Ba, Zn \\ V = III: & Al, B \end{aligned}$ Правило валентности – произведение валентности (m) элемента “А” на число его атомов (x) равно произведению валентности (n) элемента (B) на число его атомов (y) $x \cdot m = y \cdot n$	V	Величина безразмерная

Название величины	Обозначения	Размерность
11. Объем , занимаемый веществом.	V	$м^3, л$
12. Молярный объем – объем, который занимает 1 моль вещества; равен отношению объема вещества к количеству этого вещества: $V_M = \frac{V}{n}. \quad (4)$ <p>1 моль любого газа имеет равный объем при одинаковых физических условиях. Молярный объем газа при нормальных условиях ($P=1,013 \cdot 10^5$ Па; $T = 273,15$ К) 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л.</p> $V_M^{н.у.} = 22,4 л \quad (5)$ <p>(1 следствие закона Авогадро).</p>	$л/моль$ $л/моль$	
13. Абсолютная плотность веществ – отношение массы вещества к занимаемому им объему $\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{22,4}. \quad (6)$	ρ	$кг/м^3$ $г/см^3$
14. Относительная плотность газа – показывает, во сколько раз объем одного газа легче (тяжелее) такого же объема другого, т. е. во сколько раз плотность одного газа больше (меньше) плотности другого: $D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$ <p>Молекулярная масса газообразного вещества равна удвоенной плотности по водороду (точнее 2,016 плотности):</p> $M_x = M_{H_2} \cdot \frac{\sigma_x}{\sigma_{H_2}} = 2,016 \cdot D_{H_2}^x, \quad (7)$ <p>где M_x - молекулярная масса газа x; $D_{H_2}^x$ - плотность газа x по водороду. (второе следствие закона Авогадро).</p>	D	Величина безразмерная
15. Массовая доля вещества – отношение массы вещества к массе всей смеси $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})} \cdot 100 \%, \quad (8)$	ω	%
16. Выход продукта реакции – отношение массы продукта, полученного в реальном процессе (m_p) к рассчитанной массе данного вещества ($m_{теор}$) $\eta = \frac{m_p}{m_{теор}} \cdot 100 \%. \quad (9)$	η	%

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

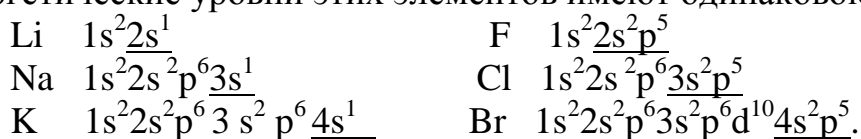
ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

Современное представление об элементах и их соединениях стало возможным после открытия Д. И. Менделеевым в 1869 году Периодического закона, на основе которого все элементы были систематизированы в Периодическую систему Д.И. Менделеева.

Периодическая система состоит из 7 периодов и VIII групп. **Период** – горизонтальный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение электронами одинакового числа энергических уровней (физический смысл номера периода: число уровней равно номеру периода). **Группа** – это вертикальный столбец элементов, атомы которого имеют одинаковое число валентных электронов (физический смысл номера группы: число валентных электронов равно номеру группы). Элементы групп подразделяют на подгруппы. У элементов главных (**A**) подгрупп (*s* и *p* - элементы), все валентные электроны расположены на внешнем энергическом уровне, их число равно номеру группы; у элементов побочных (**B**) подгрупп (*d*-элементы) валентными являются не только электроны внешнего энергического уровня, но и *d* – электроны предпоследнего уровня. Поэтому число электронов на внешнем уровне у элементов побочных подгрупп равно обычно 2. Исключение составляют атомы: Cu, Ag, Au, Cr, Nb, Mo, Ru, Rh, у которых на внешнем уровне один электрон, у Pd на внешнем уровне ноль электронов.

Периодическое изменение некоторых характеристик и свойств элементов

Сопоставляя распределение электронов по энергетическим уровням атомов элементов с близкими свойствами (например: подгруппа щелочных металлов или галогенов), обнаруживаем, что последние, а иногда и предпоследние энергетические уровни этих элементов имеют одинаковую структуру:



Химическое сходство элементов в подгруппах обусловлено повторением аналогичных электронных структур наружных слоёв. Эти электроны в большей мере ответственны за поведение атомов в химических реакциях. При одинаковом общем числе электронов в атомах элементы могут сильно различаться по химическим свойствам. Это наблюдается в тех случаях, когда распределение электронов по энергетическим уровням различно. Например, у атомов элементов седьмой группы по семь валентных электронов, однако у элементов подгруппы **A** эти электроны располагаются в наружном энергетическом уровне, а в подгруппе **B**, кроме ns^2 (наружный уровень), валентными являются электроны предпоследнего энергетического уровня $(n - 1)d^5$. По этой причине элементы одной группы делятся на две подгруппы. Сходство элементов групп **A** и **B** проявляется при максимальной положительной степени окисления. Например, Cl_2O_7 , Mn_2O_7 -кислотные оксиды, растворимые в воде, образуют кислоты $HClO_4$,

HMnO_4 , им соответствуют соли калия KClO_4 , KMnO_4 . Таким образом, физический смысл периодического закона состоит в повторяемости (от периода к периоду) аналогичных электронных структур.

Закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов с увеличением порядкового номера

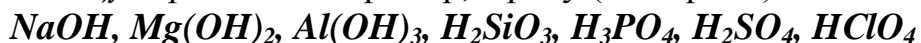
- заряд ядер атомов увеличивается;
- число занятых электронами энергетических уровней в атомах не изменяется;
- число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов (валентных) увеличивается от 1 до 8;
- радиус атомов уменьшается;
- прочность связи электронов внешнего уровня (валентных) с ядром увеличивается;
- металлические свойства атомов элементов убывают;
- неметаллические свойства атомов элементов усиливаются.

Закономерности изменения свойств элементов в пределах главных подгрупп с увеличением порядкового номера

- заряд ядер атомов возрастает;
- число занятых электронами энергетических уровней увеличивается;
- радиус атомов растет;
- число электронов на внешнем уровне не изменяется, оно равно номеру группы;
- прочность связи электронов внешнего уровня с ядром уменьшается;
- металлические свойства атомов элементов усиливаются;
- неметаллические свойства атомов элементов ослабевают.

Закономерности изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов

В периоде слева направо основной характер оксидов и гидроксидов постепенно ослабляется, переходя в амфотерный, а затем в кислотный, усиливающийся к концу периодов. Например, в ряду (III период):



слева направо наблюдается усиление кислотных свойств гидроксидов, что объясняется уменьшением радиуса ионов и возрастанием степени окисления в периоде.

В группах сверху вниз усиливается основной характер оксидов и гидроксидов, что объясняется увеличением радиусов-ионов и ослаблением связи Э-О. Например, в группе



первый гидроксид проявляет амфотерные свойства, а последний – сильного основания.

По мере перехода к группам с большим номером возрастает стремление к проявлению различных степеней окисления, при этом с увеличением степени окисления связь Э-О упрочняется и усиливается кислотная ионизация. Изменение

кислотно-основных свойств оксидов в зависимости от степени окисления можно показать на примере одного элемента. Например, в ряду $MnO-Mn_2O_3-MnO_2-Mn_2O_7$ основные свойства ослабевают.

Связь Э-О с увеличением степени окисления упрочняется и, таким образом усиливаются кислотные свойства гидроксидов. Оксиду MnO_2 соответствует амфотерный гидроксид $Mn(OH)_4$ (или H_2MnO_3) и оксиду Mn_2O_7 – кислота $HMnO_4$.

Основные сведения о строении атома

Атом – элементарная химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и, вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Ядро имеет сложное строение и состоит из протонов и нейтронов.

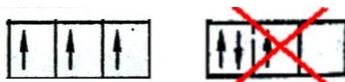
Электрон имеет двойственную природу, обладая свойствами как частицы, так и волны. Область пространства вокруг ядра, где электрон находится с наибольшей вероятностью, называется электронной орбиталью.

Электроны в атоме располагаются слоями в соответствии с их энергией, образуя энергетические уровни (электронные слои).

Заполнение электронных орбиталей происходит в соответствии с принципом Паули, правилом Хунда и принципом наименьшей энергии. Согласно принципу Паули, в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.



Согласно правилу Хунда, в основном (наиболее устойчивом) состоянии в пределах одного подуровня атом должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов.



Согласно принципу наименьшей энергии, электроны заполняют электронные орбитали в порядке увеличения их энергии:



Цель работы: установление общих закономерностей в изменении химических свойств элементов и их соединений (оксидов и гидроксидов) в группах и периодах периодической системы элементов.

Опыт 1. Отношение элементов 3 периода и их оксидов к воде

а) Извлеките из керосина пинцетом кусочек натрия и положите его на сухую фильтровальную бумагу. Осушите металл фильтровальной бумагой, а затем, взяв его пинцетом, осторожно опустите в стакан с водой и сразу же накройте стакан часовым стеклом. Что происходит в стакане? Откройте стакан после полного растворения натрия и добавьте 2 капли фенолфталеина в раствор. Что наблюдается?

б) Налейте в пробирку 2-3 мл дистиллированной воды и внесите в нее кусочек магния. Наблюдайте, идет ли реакция без нагревания. Нагрейте пробирку

пламенем спиртовки. Что наблюдается? Прибавьте к полученному раствору 1-2 капли фенолфталеина. На образование, каких ионов указывает изменение окраски фенолфталеина?

в) Налейте в пробирку 2-3 мл дистиллированной воды и опустите в нее кусочек алюминия. Идет ли реакция при комнатной температуре или при нагревании?

Для металлов, взаимодействующих с водой, напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. Какой из металлов реагирует с водой более энергично? Ответ объясните.

На основании сделанных опытов (а, б, в) сделайте вывод о закономерностях изменения химических свойств элементов в периодах.

Опыт 2. Свойства гидроксидов элементов 3 периода

Возьмите 3 пробирки и из имеющихся растворов солей Mg, Al, получите в них соответствующие гидроксиды при медленном приливании растворов щелочи или кислоты. Разделите содержимое каждой пробирки на 2 части. Добавьте к одной части избыток раствора щелочи. Везде ли идут реакции? Замените раствор щелочи соляной кислотой (1 М) и прилейте к остальным частям. Что наблюдается? Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде.

Сделайте вывод об изменении химического характера гидроксидов элементов одного и того же периода.

Вопросы для подготовки

1. Составьте электронные и графические формулы атомов подгрупп **VI A** и **VI B** хрома и селена.

2. Опишите как будут изменяться свойства химических элементов в ПСХЭ Д.И. Менделеева в следующих рядах: $F \rightarrow O \rightarrow N$; $Ba \rightarrow Sr \rightarrow Ca$.

3. Укажите число протонов, нейтронов и электронов для атомов представленных ниже элементов:

Элемент	Число		
	протонов	нейтронов	электронов
1) ${}_{83}\text{Bi}$
2) ${}_{65}\text{Tb}$
3) ${}_{97}\text{Mo}$

4. Как изменяется восстановительная активность s и sp элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера?

5. Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде периодической системы с увеличением порядкового номера?

6. Что такое электроотрицательность (**ЭО**)? Как изменяется **ЭО** sp-элементов в периодах и подгруппах периодической системы с увеличением порядкового номера?

7. Объясните причину периодического изменения свойств элементов, исходя из строения их атомов. Приведите примеры.

8. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающей их высшей степени окисления. Как изменится химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

9. Исходя из положения *sp*-элементов в шестой группе периодической системы, укажите, как изменяются свойства соединений H_2S , H_2Se , H_2Te .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

К важнейшим классам неорганических соединений относятся: оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды: их свойства и характерные реакции

Оксиды - сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых - кислород. Оксиды бывают несолеобразующие (SiO , CO , N_2O , NO) и солеобразующие. Последние в свою очередь делятся на **основные, кислотные, и амфотерные**.

Свойства основных оксидов

Основные оксиды образуют металлы, проявляющие в соединениях валентность I или II (кроме ***Zn*** и ***Be***).

Характерные реакции

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочей (растворимых в воде оснований). Остальные оксиды металлов (I, II) в воде не растворяются.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, с кислотными и амфотерными оксидами, а также с амфотерными гидроксидами. В результате таких реакций образуются соли.

Свойства кислотных оксидов

Кислотные оксиды образуют неметаллы, а также металлы, проявляющие валентность V, VI, VII. Например: N_2O_5 , SO_2 , SiO_2 (***N***, ***S***, ***Si*** - неметаллы); V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 (***V***, ***Cr***, ***Mn*** - металлы, валентность которых соответственно равна ***V***, ***VI***, ***VII***).

Характерные реакции

Газообразные кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием кислот.

Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, с основными и амфотерными гидроксидами. При этом образуются соли.

Гидроксиды: их свойства и характерные реакции

К гидроксидам относятся **основания (основные гидроксиды)**, **кислоты (кислотные гидроксиды)** и **амфотерные гидроксиды**.

Основание - сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и одной или нескольких гидроксидных групп OH^- . Например: ***NaOH***, ***Ca(OH)_2***, ***Fe(OH)_2***.

Щёлочи могут быть получены непосредственным растворением оксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде. Нерастворимые в воде основания получают в результате взаимодействия растворимых солей соответствующих металлов со щелочами.

Характерные реакции

Основания взаимодействуют с кислотами, с кислотными и амфотерными оксидами, а также с амфотерными гидроксидами. В результате образуются соль и вода.

Получение и свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды образуют металлы с валентностью III и IV, а также **Zn** и **Be** ($Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Sn(OH)_4$ и др.)

Характерные реакции

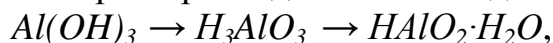
Амфотерные гидроксиды взаимодействуют:

а) с кислотными оксидами: $2Al(OH)_3 + 3SO_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$,

б) с кислотами: $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$,

в) с основными оксидами:

$Al(OH)_3$ запишем в характерном для кислот виде:



тогда при сплавлении: $2HAlO_2 + Na_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$,

г) с основаниями:

- при сплавлении: $HAlO_2 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + H_2O$,

- в растворах: $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$

Кислоты: свойства и номенклатура

Кислоты — это сложные химические вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться атомами металла, и кислотных остатков.

Кислоты проявляют ряд общих химических свойств: диссоциацию и разложение, взаимодействуют с металлами, основаниями, солями, основными и амфотерными оксидами. Для ряда кислот характерны специфические свойства. Все кислоты имеют определенную окраску в индикаторах.

Металл может вытеснять водород из кислоты только в том случае, если металл стоит левее водорода в ряду активности металлов. Продукты реакции — соль и водород.

Сильные кислоты вытесняют слабые из растворов их солей, при этом образуются новая соль и новая кислота. Условие протекания реакции кислот с солями — одним из продуктов реакции должны быть нерастворимая соль или слабая кислота, вода, газ.

Соли: номенклатура и классификация

Соли - сложные вещества, состоящие из кислотного и основного остатков.

Кислотный остаток — группа атомов, которая получается, если от кислоты мысленно отнять один или несколько атомов водорода.

Основной остаток - часть молекулы, которая остаётся при мысленном отрыве от неё одной или нескольких гидроксидных групп. Например, Mg^{2+} , $MgOH^+$ - остатки основания $Mg(OH)_2$.

Номенклатура кислот и солей

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотные остатки	Валентность кислотного остатка	Название кислотных остатков
Соляная	HCl	-Cl	I	Хлорид
Азотная	HNO ₃	-NO ₃	I	Нитрат
Серная	H ₂ SO ₄	=SO ₄	II	Сульфат
Сернистая	H ₂ SO ₃	=SO ₃	II	Сульфит
Сероводородная	H ₂ S	=S	II	Сульфид
Угольная	H ₂ CO ₃	=CO ₃	II	Карбонат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	=SiO ₃	II	Силикат
Ортофосфорная	H ₃ PO ₄	≡PO ₄	III	фосфат

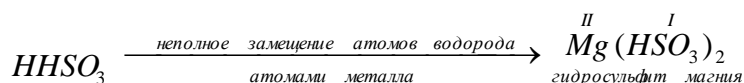
Соли бывают **средние, кислые и основные**. Средние соли образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксидных групп в основании кислотными остатками.

Формулы солей записываются в соответствии с валентностью кислотных и основных остатков. При этом необходимо помнить, что их суммарные валентности должны быть равны.

Например: $Ca^{II}Cl_2$, $Na^{I}SO_4^{II}$, $Al^{III}(SO_4^{II})_3$

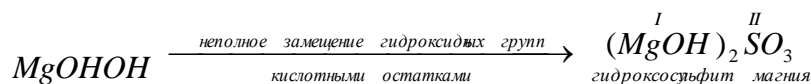
Кроме **средних**, бывают также **кислые** и **основные** соли.

Кислые соли - продукты неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте атомами металла.



Кислые соли образуются при взаимодействии основания с избытком многоосновных кислот.

Основные соли – продукты неполного замещения гидроксидных групп в многокислотных основаниях кислотными остатками.



Основные соли образуются при взаимодействии кислот с избытком многокислотных оснований.

Опыт № 1. Определение pH среды растворов оксидов кальция и меди

В две пробирки налейте 1...2 мл воды и добавьте 2...3 капли универсального индикатора. В одну пробирку на кончике шпателя внесите оксид кальция **CaO**, а в другую – оксид меди **CuO**. Пробирки встряхните и отметьте изменение окраски индикатора только в одной из пробирок. (Появление синей

окраски свидетельствует об образовании в растворе щелочи). Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида кальция с водой.

Опыт № 2. Изучение свойств основного оксида меди.

В пробирку внесите на кончике штапеля небольшое количество оксида меди ***CuO***. Прилейте 1-2 мл серной кислоты ***H₂SO₄*** и нагрейте содержимое пробирки. Наблюдайте появление голубой окраски вследствие образования соли меди. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида меди с серной кислотой.

Опыт № 3. Изучение свойств углекислого газа.

Приготовьте две пробирки. В одну налейте 2-3 мл дистиллированной воды и добавьте 2-3 капли индикатора универсального; другую - на одну треть заполните гидроксидом кальция ***Ca(OH)₂***. В вытяжном шкафу с помощью преподавателя получите оксид углерода ***CO₂*** (углекислый газ). Полученный газ последовательно пропустите через пробирку с водой и раствором ***Ca(OH)₂***. Наблюдайте изменение окраски индикатора в пробирке с водой с зеленой на желтую, что свидетельствует о появлении в растворе кислоты. В пробирке с ***Ca(OH)₂*** наблюдайте помутнение раствора в результате образования нерастворимой соли кальция. Напишите уравнения реакций углекислого газа с водой и гидроксидом кальция. Объясните, почему оксид ***CO₂*** является кислотным.

Опыт № 4. Изучение свойств гидроксида меди (II).

В пробирку с 0,5 мл сульфата меди ***CuSO₄*** добавьте несколько капель гидроксида натрия ***NaOH***. Наблюдайте образование голубого аморфного осадка ***Cu(OH)₂***. Напишите уравнения реакции его получения.

Разделите осадок на две части: к одной прибавьте 0,5 - 1 мл серной кислоты, к другой – столько же щелочи ***NaOH***. В каком случае произошло растворение осадка? Напишите уравнение наблюдаемой реакции. Объясните, почему гидроксид меди обладает основным характером.

Опыт № 5. Изучение свойств амфотерного гидроксида цинка.

В пробирку с 0,5 мл сульфата цинка ***ZnSO₄*** добавьте несколько капель ***NaOH***. Наблюдайте образование белого осадка гидроксида цинка ***Zn(OH)₂***. Напишите уравнение реакции его получения. Разделите осадок на две части: к одной прилейте 0,5...1 мл серной кислоты, а к другой - столько же концентрированного раствора ***KOH***. Наблюдайте растворение осадка в обеих пробирках. Напишите уравнения взаимодействия ***Zn(OH)₂***, с кислотой и щёлочью. Объясните, почему гидроксид цинка обладает амфотерным характером.

Опыт № 6. Составление реакций получения солей

Порядок составления подобных реакций рассмотрим на примере сульфата магния. Запишем формулу соли, а также формулы оксидов и гидроксидов, из которых может быть получена данная соль:

соль ***MgSO₄***

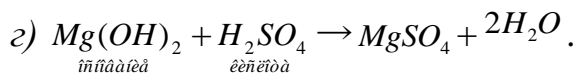
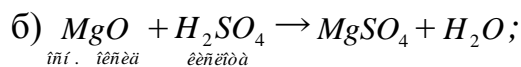
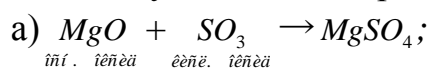
кислота ***H₂SO₄***

кислотный оксид ***SO₃***

основание ***Mg(OH)₂***

основной оксид ***MgO***

Составим возможные реакции получения сульфата магния, помня, что взаимодействуют вещества различной химической природы:



Получите вариант задания у преподавателя. Напишите уравнения реакций получения средней соли, предложенной в вашем варианте.

Варианты заданий

Номер	Название соли
I	Карбонат кальция
II	Фосфат калия
III	Силикат натрия
IV	Сульфит калия
V	Карбонат натрия
VI	Сульфат кальция

Опыт № 7. Составление формул солей

Составьте химическую формулу сульфата алюминия

Решение:

а) запишем основной и кислотный остаток, которые должны войти в состав данной соли, и укажем их валентности: $Al^{III}SO_4^{II}$;

б) найдём наименьшее общее кратное (НОК) для чисел 3 и 2, выражающих валентность соответственно Al и группы SO_4^{2-} в данном случае НОК = 6;

в) разделим наименьшее общее кратное 6 на валентность Al (III) и получим число атомов алюминия (число основных остатков): $6/3=2$ разделим НОК на валентность кислотного остатка SO_4^{2-} (II) и получим число кислотных остатков: $6/2=3$;

г) полученные индексы 2 и 3 напишем соответственно внизу и справа у символов основного и кислотного остатков: $Al_2(SO_4)_3$.

Таким образом, формула сульфата алюминия - $Al_2(SO_4)_3$.

Вопросы для подготовки

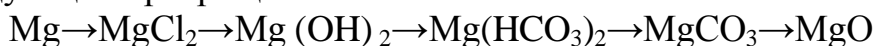
1. Распределите вещества по соответствующим столбцам в таблице:

$CuSO_4$, KOH , $NaCl$, $NaHCO_3$, SO_2 , $Mg(OH)_2$, CaO , SiO_2 , $Ba(OH)_2$, H_2S , H_2SO_4 , $KHSO_4$, $CuOHNO_3$, ZnO , HNO_3 , Na_2HPO_4

ОКСИДЫ			КИСЛОТЫ		ОСНОВАНИЯ		СОЛИ		
основные	кислотные	амфотерные	кислородо-содержащие	бескислородные	щелочи	нераств. в воде	кислые	средние	основные

2. Закончите уравнения химических реакций, расставьте коэффициенты:
- ✓ оксид углерода (IV) + гидроксид железа (III) \rightarrow ?
 - ✓ хлорид ртути(II) + сернистая кислота \rightarrow ?
 - ✓ гидроксид натрия + хлорид цинка \rightarrow ?
 - ✓ гидроксид меди(II) + серная кислота \rightarrow ?
 - ✓ соляная кислота + гидроксид железа (III) \rightarrow ?
 - ✓ силикат натрия + гидроксид цинка \rightarrow ?

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4. Какие из указанных веществ взаимодействуют с гидроксидом кальция: N_2O_5 , H_2S , ZnO , H_3PO_4 , CrCl_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения соответствующих реакций. Назовите продукты.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

В химические взаимодействия вступают не отдельные атомы или молекулы, а вещества. Вещество при заданных условиях может находиться в одном из трех агрегатных состояний: твердом, жидком или газообразном. Свойства вещества зависят также от характера химической связи между образующими его частицами — молекулами, атомами или ионами. По типу связи различают вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества, состоящие из молекул, называются *молекулярными веществами*. Связи между молекулами в таких веществах очень слабые, намного слабее, чем между атомами внутри молекулы, и уже при сравнительно низких температурах они разрываются — вещество превращается в жидкость и далее в газ (возгонка йода). Температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул, повышаются с увеличением молекулярной массы.

К молекулярным веществам относятся вещества с атомной структурой (C, Si, Li, Na, K, Cu, Fe, W), среди них есть металлы и неметаллы.

Рассмотрим физические свойства щелочных металлов. Относительно малая прочность связи между атомами обуславливает низкую механическую прочность: щелочные металлы мягкие, легко режутся ножом. Большие размеры атомов приводят к малой плотности щелочных металлов: литий, натрий и калий даже легче воды. В группе щелочных металлов температуры кипения и плавления понижаются с увеличением порядкового номера элемента, т.к. размеры атомов увеличиваются, и ослабевают связи.

К веществам **немолекулярного** строения относятся ионные соединения. Таким строением обладает большинство соединений металлов с неметаллами: все соли (NaCl , K_2SO_4), некоторые гидриды (LiH) и оксиды (CaO , MgO , FeO), основания (NaOH , KOH). Ионные (немолекулярные) вещества имеют высокие температуры плавления и кипения.

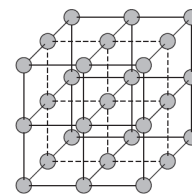
Кристаллические решетки

Вещество, как известно, может существовать в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом.

Рассмотрим, как влияют особенности химических связей на свойства твердых веществ. В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки, и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток: *ионные, атомные, молекулярные и металлические*.

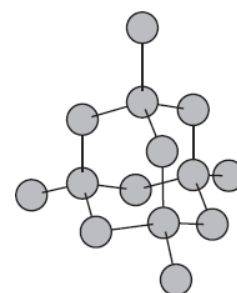
Ионные кристаллические решетки

Ионными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые ионы Na^+ , Cl^- , так и сложные SO_4^{2-} , OH^- . Следовательно, ионными кристаллическими решетками обладают соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов. Связи между ионами в таком кристалле очень устойчивы. Поэтому вещества с ионной решеткой отличаются сравнительно высокой твердостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.



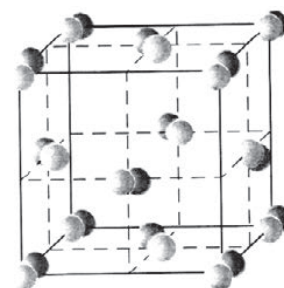
Атомные кристаллические решетки

Атомными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решетках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Примером веществ с таким типом кристаллических решеток может служить алмаз — одно из аллотропных видоизменений углерода. Большинство веществ с атомной кристаллической решеткой имеют очень высокие температуры плавления (например, у алмаза она выше 3500°C), они прочны и тверды, практически нерастворимы.



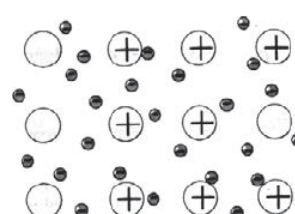
Молекулярные кристаллические решетки

Молекулярными называют кристаллические решетки, в узлах которых располагаются молекулы. Химические связи в этих молекулах могут быть и полярными (HCl , H_2O), и неполярными (N_2 , O_2). Несмотря на то, что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому вещества с молекулярными кристаллическими решетками имеют малую твердость, низкие температуры плавления, летучи. Большинство твердых органических соединений имеют молекулярные кристаллические решетки (нафталин, глюкоза, сахар).



Металлические кристаллические решетки.

Вещества с металлической связью имеют металлические кристаллические решетки. В узлах таких решеток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои внешние электроны «в общее пользование»). Такое



внутреннее строение металлов определяет их характерные физические свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск.

Дисперсные системы

Дисперсной называется система, состоящая из двух или более веществ, причём одно из них в виде очень маленьких частиц равномерно распределено в объёме другого.

Вещество, которое присутствует в меньшем количестве и распределено в объёме другого вещества, называют дисперсной фазой.

Вещество, присутствующее в большем количестве, в объёме которого распределена дисперсная фаза, называют дисперсионной средой.

И дисперсионную среду, и дисперсную фазу могут составлять вещества, находящиеся в различных агрегатных состояниях – твёрдом, жидком и газообразном.

По размерам частиц дисперсной фазы различают:

- грубодисперсные системы, размер частиц $>10^{-7}$ м;
- мелкодисперсные (коллоидные растворы, золи), размер частиц $10^{-7}-10^{-9}$ м;
- истинные растворы, размер частиц $< 10^{-9}$ м (менее 1 нм).

К грубодисперсным системам относятся суспензии и эмульсии.

К мелкодисперсным системам относятся золи, аэрозоли, пены, твёрдые коллоидные растворы.

Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами.

Коллоидные растворы рассеивают свет, вследствие чего при прохождении луча света через коллоидную систему образуется светящийся конус (эффект Тиндалля).

Коллоидные растворы могут быть получены с помощью методов диспергирования и конденсации.

Дисперсные системы широко распространены в природе и участвуют во многих технологических процессах.

Опыт 1. Получение раствора куриного белка, исследование его свойств с помощью лазерной указки и проведение его денатурации.

Разбейте одно куриное яйцо и отделите аккуратно белок от желтка. Белок растворите в холодной воде в колбе объемом 250 мл, размешивая стеклянной палочкой. Охарактеризуйте вид полученного раствора яичного белка. К какому типу дисперсных систем относится полученный раствор? Почему?

Через химический стакан с полученным раствором пропустите луч света от лазерной указки, лучше всего явление наблюдать на темном фоне. Как можно назвать данное явление?

К 2 мл приготовленного раствора добавьте несколько капель раствора спирта. Что наблюдаете? Попробуйте растворить свернувшийся белок в воде. Объясните наблюдаемые явления. Какое значение имеет это явление в жизни человека.

Поместите в пробирку 1 мл водного коллоидного раствора белка нагрейте пробирку на спиртовке. Чем отличается это явление от протекающего явления в первом опыте. Объясните значение этого процесса в жизни организмов.

Опыт 2. Получение эмульсии растительного масла и наблюдение за её расслоением.

В пробирку наливаем 2-3 мл воды и 1 мл растительного масла. Что наблюдаете? Закрываем пробирку пробкой и интенсивно встряхиваем. Что наблюдаете?

Ответьте на вопросы:

- ✓ О чем свидетельствует помутнение полученной системы?
- ✓ Наблюдается ли расслоение образовавшейся эмульсии?
- ✓ Почему опасно попадание воды в систему смазки двигателя автомобиля?

Опыт 3. Получение суспензии известкового молока и наблюдение за её седиментацией.

В пробирку насыпаем половину чайной ложки мела. Добавьте в пробирку 4-5 мл воды, затем нужно энергично встряхнуть содержимое. Опишите данное явление.

Ответьте на вопросы:

- ✓ Можно ли назвать образующуюся систему раствором? Почему?
- ✓ Чем обусловлено расслоение суспензии?
- ✓ Стала ли жидкость над осадком абсолютно прозрачной? Почему?
- ✓ Для чего перед использованием меловую побелку фильтруют через слой марли или ткани?

Задания для подготовки

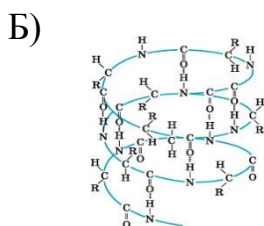
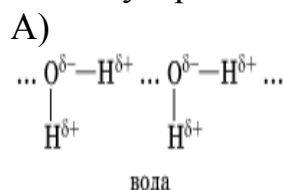
1. Нарисуйте схему образования химической связи для веществ, состав которых отображает формула: O_2 , CCl_4 , I_2 , NH_3 , N_2 , H_2S . Какой вид химической связи характерен для данных соединений? По какому механизму образуется данный вид связи.

2. Укажите тип химической связи для каждого вещества из предложенного ряда: N_2 , Ca , $NaCl$, CO , O_2 , CO_2 , SO_2 , CaS , Ag , H_2 , SO_3 , Fe , Cl_2 , Br_2 , $ZnCl_2$, Mg , KCl , NaF , CH_4 , Al .

3. Выпишите формулы химических соединений, молекулы которых образованы ионной связью: $NaCl$, Br_2 , PH_3 , Ag , HI , KI , N_2 , Mn , CO , K_2S , P_4 , Zn , Cl_2 , $FeCl_3$, SO_3 , Cr , CaS , CCl_4 , Mg , CH_4 . Назовите эти вещества. Составьте подробный механизм образования ионной связи в одном любом из выбранных веществ.

4. Определите тип кристаллической решётки у веществ: $NaCl$, Br_2 , PH_3 , Ag , HI , KI , N_2 , Mn , CO , K_2S , P_4 , Zn , Cl_2 , $FeCl_3$, SO_3 , Cr , CaS , $ZnCl_2$, Mg , CH_4 , C (алмаз).

5. Межмолекулярная водородная связь обозначена буквой ____, внутримолекулярная водородная связь обозначена буквой ____.



6. Объясните значение следующих терминов: «дисперсная система», «дисперсная фаза», «дисперсионная среда», «суспензия», «эмульсия», «золь», «коллоидный раствор», «аэрозоль», пена», «коагуляция», «седиментация», «синерезис». Приведите соответствующие примеры. Составьте соответствующую таблицу.

7. Сопоставьте свойства а) взвесей и коллоидных растворов; б) коллоидных растворов и истинных растворов. Предложите способ, с помощью которого коллоидный раствор можно отличить от истинного.

8. Назовите продукты питания, которые представляют собой коллоидные системы.

9. Почему при длительном хранении торт «Птичье молоко» становится непригодным к употреблению?

10. Почему в кулинарных рецептах всегда предупреждают, что нельзя доводить желе до кипения?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

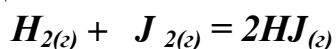
Скорость химических реакций

Химические реакции являются одной из форм движения материи во времени и пространстве. Известно, что одни химические реакции протекают за малые доли секунды, другие же - за несколько минут, часов, суток. Для того, чтобы охарактеризовать насколько быстро протекает химическая реакция, используют понятие «скорость химической реакции», которую обозначают латинской буквой v .

Скорость химических реакций определяется числом элементарных актов взаимодействия, происходящих в единицу времени в единице объема (в случае гомогенных реакций), или на единице поверхности раздела фаз (в случае гетерогенных реакций). Скорость реакции характеризуется изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени и чаще всего выражают в моль/(л · мин).

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, их концентраций, катализатора, температуры и поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Скорость химических реакций при условии постоянной температуры прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции (закон действующих масс). Например, для бимолекулярной реакции



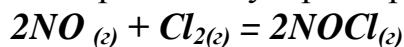
закон действующих масс выражается в виде уравнения

$$v = k [H_2] \cdot [J_2],$$

где v - скорость реакции; $[H_2]$ и $[J_2]$ - концентрации соответственно водорода и йода.

Коэффициент пропорциональности k называется константой скорости реакции. Величина k численно равна скорости реакции, когда концентрации реагирующих веществ равны единице. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ.

Кинетическое уравнение для трехмолекулярной реакции



будет $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [J_2]$.

Зависимость скорости реакции от температуры описывается приближенным правилом Вант Гоффа; при повышении температуры реагирующей смеси на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}, \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}, \quad (1)$$

где v_{t_2} и v_{t_1} - скорости реакции при температуре t_1 и t_2 ; γ - температурный коэффициент, показывающий во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10°C .

Химическое равновесие

Большинство химических реакций обратимы, то есть протекают одновременно в прямом и обратном направлениях. В тех случаях, когда прямая и обратная реакции идут с одинаковой скоростью, наступает химическое равновесие.

Например, в обратимой гомогенной реакции $H_{2(г)} + J_{2(г)} \rightleftharpoons 2HJ_{(г)}$

скорость прямой реакции $v_1 = k_1 [H_2] \cdot [J_2]$,

скорость обратной реакции $v_2 = k_2 [HJ]^2$.

При химическом равновесии $v_1 = v_2$ или $k_1 [H_2] \cdot [J_2] = k_2 [HJ]^2$, откуда

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}.$$

Поскольку k_1 и k_2 при данной температуре постоянны, то их отношение будет постоянным. Обозначая его через K_p , получаем $K_p = \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$.

Состояние химического равновесия может сохраниться при данных неизменных условиях достаточно длительное время. При изменении условий состояние равновесия нарушается. Смещение равновесия в зависимости от условий в общем виде определяется **принципом Ле-Шателье: если на физико-химическую систему, находящуюся в равновесии, оказывают воздействие извне путем изменения какого-либо условия, то оно смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект произведенного взаимодействия.**

Так, повышение концентрации исходных веществ приводит к сдвигу равновесия реакции в сторону увеличения концентрации продуктов. Повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении эндотермической реакции, а понижение температуры – в сторону экзотермической реакции. Повышение давления смещает равновесие в сторону образования меньшего числа

газообразных молекул (меньшего объема), а понижение давления действует в противоположном направлении.

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

В первую пробирку поместите кусочек магния, во вторую – кусочек цинка, в третью – кусочек меди. В три пробирки прилейте по 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Какая из реакций самая быстрая?

В две пробирки положите по два кусочка цинка. В одну налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты, в другую – 2 мл разбавленной уксусной кислоты. Кислоты нужно взять одинаковой концентрации. Какая реакция протекает быстрее. Какой фактор в проведенных химических реакциях влияет на скорость реакции?

Запишите уравнения всех протекающих химических реакций. Сделайте вывод об особенностях протекания реакций.

Опыт 2. Влияние концентрации реагирующих веществ на протекании химической реакции

В первую пробирку налейте 1 мл раствора тиосульфата натрия, во вторую – 2 мл этого раствора, в третью – 3 мл. В каждую пробирку добавьте воды: в первую – 3 мл, во вторую – 2 мл, в третью – 1 мл.

Влейте в пробирку № 1 раствор серной кислоты 2 мл и тотчас же включите секундомер. Что наблюдаете? Обратите внимание, где быстрее и интенсивнее появляется мутный раствор и образуется осадок серы.

Заметьте время появления слабой мути (данные запишите в таблицу). Проведите аналогичные опыты в других пробирках № 2 и 3.

№ пробирки	Объем растворов, мл			Время помутнения τ , с	Относительная скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}$, с ⁻¹
	H ₂ SO ₄	H ₂ O	Раствор Na ₂ S ₂ O ₃		
1.	2 мл	3 мл	1 мл		
2.	2 мл	2 мл	2 мл		
3.	2 мл	-	3 мл		

От какого фактора в данном химическом опыте зависит скорость реакции? По полученным данным постройте на миллиметровой бумаге график зависимости скорости реакции (ось ординат) от концентрации (ось абсцисс).

Составьте уравнение химической реакции в молекулярном виде. Опишите ее по 6 классификациям.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость реакции

В 3 пробирки (1, 2, 3) налейте из бюретки по 3 мл. раствора серной кислоты, в 3 другие пробирки (1а, 2а, 3а) – по 3 мл. раствора Na₂S₂O₃. Объемы отмеряйте по возможности точнее, пользуясь мерными пипетками. Все пробирки поставьте в стакан с водой. Через 5 мин измерьте температуру воды в стакане. Выньте из воды

пробирки 1 и 1а, слейте содержимое в одну из них и отметьте по секундомеру время от момента сливания до появления слабой, едва заметной мути. Концом реакции считайте едва заметное помутнение раствора. Запишите результат в таблицу.

Номер пробирки	Температура опыта $t, ^\circ\text{C}$	Время $\tau, \text{с}$	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$
1, 1а			
2, 2а			
3, 3а			

Нагрейте стакан с водой на $10\text{ }^\circ\text{C}$ выше первоначальной температуры и проведите аналогичный опыт с растворами в пробирках 2 и 2а.

Растворы в пробирках 3 и 3а слейте при температуре на $10\text{ }^\circ\text{C}$ выше предыдущей. Все результаты запишите в таблицу.

На миллиметровой бумаге постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру, а по оси ординат – скорость.

Опыт 4. Влияние величины поверхности реагирующих веществ на характер протекания химической реакции

Для соблюдения одновременности начала реакции этот опыт могут проводить два студента совместно.

1. Берут два, по возможности одинаковых, кусочка мела величиной с горошину.

2. Один кусочек целиком помещается в коническую пробирку (сухую и чистую).

3. Другой кусочек с помощью стеклянной сухой палочки измельчается в порошок на фильтровальной бумаге, после чего весь порошок переносится в чистую сухую пробирку.

4. В обе пробирки добавляют одинаковое количество (10-20 капель) соляной кислоты и наблюдают за полным растворением мела.

Напишите уравнение реакций растворения карбоната кальция в соляной кислоте. Объясните, почему время растворения мела в этих случаях различна.

Опыт 5. Влияние катализаторов на разложение пероксида водорода

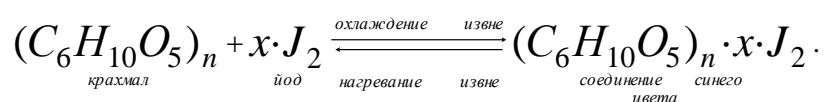
В две пробирки приливаем 1 мл перекись водорода, в первую помещаем кусочек вареного картофеля, в другую – картофельный сок (или кусочек сырого картофеля). Объясните наблюдаемые явления. После начала реакции опустить в каждую из этих пробирок тлеющую лучинку. Объясните, с чем связано различие протекания химической реакции.

В пробирку налейте 3 мл пероксида водорода и внесите тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Что происходит в результате? Добавьте аккуратно к пероксиду водорода несколько кристалликов оксидов марганца. Какие изменения наблюдаете? Внесите в верхнюю часть пробирки тлеющую лучинку. Запишите уравнение данной химической реакции.

Опыт 6. Смещение химического равновесия

Все химические реакции сопровождаются образованием новых веществ, т. е. изменением природы участников реакции, а потому происходит либо *выделение тепла* ($\Delta H_{\text{реакц.}} < 0$ – реакция экзотермическая), либо *поглощение тепла* ($\Delta H_{\text{реакц.}} > 0$ – реакция эндотермическая). Если прямая реакция идет с выделением тепла, то обратная – с поглощением.

В пробирку налейте 2-3 мл раствора крахмала и добавьте несколько капель раствора йода. Наблюдайте образование соединения синего цвета йодид крахмала. По изменению окраски можно судить о смещении равновесия: вправо (синяя окраска), когда происходит увеличение равновесной концентрации продуктов реакции, или влево (окраска практически обесцвечивается) – происходит возрастание равновесной концентрации исходных веществ. Схематически представим реакцию следующим образом:



При нагревании окраска раствора исчезает, а при охлаждении - появляется.

Что свидетельствует о том, что в системе установилось состояние равновесия?

Используя принцип Ле-Шателье, определите, с выделением или с поглощением тепла идет прямая реакция. Как называется соответствующий процесс? Каким является рассмотренный процесс (обратимым или необратимым)?

Вопросы для проверки

1. Как изменится скорость химической реакции при охлаждении системы от 85° С до 45° С, если температурный коэффициент скорости химической реакции равен 3?

2. Во сколько будет возрастать скорость реакции $C_{\text{(тв)}} + 2Cl_{2\text{(г)}} = CCl_{4\text{(ж)}}$ при постоянном объеме и увеличении количества вещества реагентов в 6 раз.

3. Установите соответствие между фактором, действующим на равновесную систему $N_{2\text{(г)}} + 3H_{2\text{(г)}} \leftrightarrow 2NH_{3\text{(г)}} + Q$ и направлением смещения химического равновесия в этой системе: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

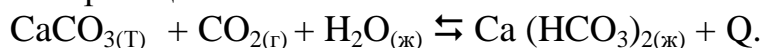
ФАКТОР

- А) добавление катализатора реакции
- Б) повышение концентрации аммиака
- В) понижение температуры равновесия
- Г) повышение давления
- Д) повышение концентрации водорода

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону продуктов
- 2) смещается в сторону исходных веществ
- 3) не происходит смещения

4. Как надо изменить условия (давление, температуру), чтобы увеличить выход продуктов данной реакции?



5. Дайте характеристику каждой из четырех химических реакций с точки зрения различных классификаций.

- $\text{TiCl}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{Ti} + \text{MgCl}_2 + \text{Q}$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow - \text{Q}$
- $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Q}$
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2\uparrow - \text{Q}$
- $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} - \text{Q}$
-

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «МЕТАЛЛЫ»

Металлы — химические элементы, атомы которых легко отдают электроны внешнего электронного слоя, превращаясь в положительные ионы.

Наиболее распространённым в земной коре металлом является алюминий.

Атомы большинства металлов содержат на внешнем уровне содержится электрон. Металлы характеризуются низкими значениями электроотрицательности. В химических реакциях металлы являются только восстановителями.

Важнейшими характерными физическими свойствами металлов являются высокие электро- и теплопроводность, пластичность, металлический блеск. Общие свойства металлов обусловлены металлической связью и строением их кристаллических решёток. Такие свойства металлов, как твёрдость, плотность, температура плавления изменяются в широких пределах.

В химических реакциях металлы способны только отдавать электроны, проявляя при этом восстановительные свойства. Окислителями при взаимодействии с металлами могут выступать простые вещества-неметаллы (кислород, галогены, сера и др.) и сложные вещества (вода, кислоты, соли металлов, оксиды металлов и др.). Наибольшую химическую активность проявляют щелочные и щёлочноземельные металлы. По химической активности в водных растворах металлы расположены в ряд активности металлов (*электрохимический ряд напряжений*), в котором активность металлов убывает слева направо.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

В каждую из трёх пробирок поместите немного меди, железа, цинка и алюминия и добавьте соляной кислоты. Что наблюдаете?

Сравните протекание реакций имеющих в вашем распоряжении металлов с соляной кислотой.

Какой из металлов, испытанных вами, активнее? Где, относительно других, он расположен в ряду активности? Какой металл и почему не реагирует с соляной кислотой? Напишите молекулярные и сокращённые ионные уравнения проведенных вами реакций.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с солями

Налейте в пробирку 2 мл раствора сульфата меди (II) и поместите в него канцелярскую кнопку или скрепку. Что наблюдаете? Сделайте вывод, какой металл находится в ряду активности левее.

Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы. На основе молекулярного уравнения отнесите эту реакцию к той или иной группе реакций на основании следующих признаков: "число и состав исходных веществ и продуктов реакции"; "направление"; "тепловой эффект"; "изменение степеней окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции"; "агрегатное состояние реагирующих веществ"; "участие катализатора".

Опыт 3. Качественное определение жесткости и устранение жесткости воды с помощью реакций ионного обмена

В пробирках под номерами 1,2,3 находятся соответственно водопроводная, водопроводная кипяченая, дистиллированная вода. В каждую пробирку опускают по одинаковому кусочку мыла, сильно встряхивают в течение 1-2 мин, добиваясь более полного его растворения. Далее вода отстаивается. Сделайте выводы – опишите наблюдаемое. Сформулируйте определения «жесткость воды».

Получите воду с постоянной, некарбонатной жесткостью. Для этого в пробирку с водой добавьте 1-2 капли хлорида кальция. Устраните некарбонатную жесткость: к полученному раствору добавьте раствор карбоната натрия. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций. В выводе опишите, где в быту можно мы встречаемся с понятием «жесткость воды» и к каким последствиям приводят высокие показатели жесткости.

Опыт 4. Качественное определение ионов металлов

Вариант 1

В трех пробирках даны следующие вещества: хлорид бария, гидроксид натрия, карбонат натрия

При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Для распознавания данных соединений добавим по каплям во все пробирки раствор серной кислоты. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

Решая задачу, заполните таблицу:

№ пробирки	Ход работы	Уравнения реакций	Реактив, определяющий вещество	Вывод (ответ)

Вариант 2

В трёх пробирках даны следующие вещества: нитрат серебра, гидроксид натрия, карбонат натрия.

При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Для распознавания добавим во все пробирки раствор соляной кислоты. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

Решая задачу, заполните таблицу:

№ пробирки	Ход работы	Уравнения реакций	Реактив, определяющий вещество	Вывод (ответ)

Вариант 3

В трёх пробирках даны следующие вещества: карбонат кальция, нитрат бария, сульфат натрия.

При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Для распознавания добавим во все пробирки раствор соляной кислоты. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

Решая задачу, заполните таблицу:

№ пробирки	Ход работы	Уравнения реакций	Реактив, определяющий вещество	Вывод (ответ)

Вариант 4

В трёх пробирках даны следующие вещества: хлорида алюминия, нитрат бария, сульфат меди.

При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Для распознавания данных соединений добавим во все пробирки раствор щелочи натрия. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

Решая задачу, заполните таблицу:

№ пробирки	Ход работы	Уравнения реакций	Реактив, определяющий вещество	Вывод (ответ)

Вопросы для подготовки

1. Напишите реакции взаимодействия металлов: меди, цинка и алюминия с кислотами: соляной, серной и азотной концентрированными и разбавленными растворами.

2. Напишите реакции взаимодействия алюминия с серой, хлором и с водородом.

3. Напишите реакции, с помощью которых можно осуществить превращения: $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgO$.

4. При растворении 27,6 г гидрида щелочного металла в воде выделяется 27,06 л газа (н.у.). Металл, входящий в состав гидрида, – это...

5. Верны ли следующие суждения о соединениях железа?

А. Оксид железа (II) образуется при термическом разложении гидроксида железа (II).

Б. Гидроксид железа (III) обладает амфотерными свойствами.

1) верно только А 2) верно только Б

3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

6. Верны ли следующие суждения о меди?

А. Медь во всех соединениях проявляет степень окисления +2.

Б. Медь не вытесняет водород из растворов кислот.

1) верно только А

2) верно только Б

3) верны оба суждения

4) оба суждения неверны

7. Сплав меди и цинка массой 96,48 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. При этом выделилось 12,14 л газа (н.у). Найдите массовую долю цинка в этом сплаве равна. Ответ запишите в процентах.

8. Вычислите объём (н.у) газа (в литрах), выделившегося при растворении 84 г карбоната кальция в избытке соляной кислоты. Ответ запишите число с точностью до десятых.

9. Подготовить сообщение и презентацию по следующим темам:

- Использование металлов в авиационной промышленности.
- Применение металлов в машиностроении.
- Роль металлов в электротехнике и электронике.
- Применение металлов в строительстве.
- Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.
- Электропроводность металлов. Теплопроводность металлов.
- Плотность и объёмные свойства металлов.
- Твердость и пластичность металлов.
-

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «НЕМЕТАЛЛЫ»

Неметаллы – элементы, которые обладают неметаллическими свойствами и занимают положение в правом верхнем углу в таблице Менделеева. Элементы-неметаллы находятся в III А – VII А группах Периодической системы. У большинства неметаллов на внешнем электронном уровне находится от трёх до семи электронов.

Атомы неметаллов имеют более высокие значения электроотрицательности (самым электроотрицательным элементом является фтор), а соответственно высокие энергии ионизации и большое сродство к электрону. В связи с этим характер неметаллов таков, что, в отличие от металлов, могут проявлять окислительные свойства. В реакциях они могут восстанавливаться, присоединяя столько электронов, чтобы общее их количество на внешнем уровне достигло восьми (завершённый уровень, стабильное состояние атома).

Именно поэтому отрицательное значение степени окисления, которое могут иметь в соединениях неметаллы, в отличие от металлов, равно разности (8-N группы). Наиболее высокую электроотрицательность имеют неметаллы, положение которых приходится на правый верхний угол в Периодической системе, то есть галогены фтор и хлор, а также кислород. Именно эти элементы могут образовывать ионные связи. Самым активным неметаллом является фтор, который в соединениях может проявлять только одну валентность I и одну степень окисления -1.

Для неметаллов не характерна общность физических свойств. Для большинства неметаллов простых веществ в твердом агрегатном состоянии характерна молекулярная кристаллическая решетка. То есть эти неметаллы являются кристаллическими веществами. Поэтому при обычных условиях они имеют вид газов, жидкостей или твердых веществ с низкими температурами плавления. Примерами таких веществ являются газы: водород H_2 , неон Ne, жидкость – бром Br_2 , твердые вещества йод I_2 , сера S_8 , фосфор P_4 (белый фосфор). Существуют неметаллы (бор, углерод, кремний), которые имеют атомные кристаллические решетки.

В зависимости от условий неметаллы могут проявлять в химических реакциях как окислительные, так и восстановительные свойства.

Неметаллы отличаются по своим химическим свойствам, однако обладают и рядом общих свойств.

Для неметаллов характерны реакции с металлами, в которых они являются окислителями.

Взаимодействуя с водородом, большинство неметаллов проявляет окислительные свойства, образуя летучие водородные соединения — ковалентные гидриды.

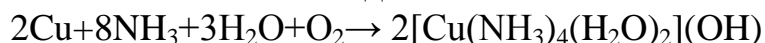
Взаимодействуя с кислородом, все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства.

При взаимодействии друг с другом более электроотрицательный неметалл играет роль окислителя, менее электроотрицательный — роль восстановителя.

Опыт 1. Свойства аммиака

Налейте в пробирку 1-2 мл водного раствора аммиака и добавьте в нее 1-2 капли лакмуса. В какой цвет окрасится раствор? Какими кислотно-основными свойствами обладает NH_4OH ? Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония.

Возьмите бронзовую или медную монету с темным налетом и залейте её нашатырным спиртом. Что наблюдаете? Под действием кислорода воздуха медь образовала комплексное соединение — аммиакат:



Опыт 2. Качественная реакция на сульфат-ион

Налейте в пробирку несколько капель растворимой соли серной кислоты и добавьте раствор хлорида бария. Запишите наблюдения и укажите цвет выпавшего осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Добавьте в пробирку 1-2 мл раствора соляной кислоты. Наблюдается ли растворение осадка? Сделайте вывод по результатам опыта.

Опыт 3. Реакции обнаружения галогенид-ионов

В три пробирки налейте по 1-2 мл растворов: в первую – хлорида натрия, во вторую – бромида калия и в третью – йодида калия. Во все три пробирки добавьте по 2-3 капли нитрата серебра. Какого цвета получены осадки? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Дегидратирующее действие серной кислоты

Стеклянной палочкой, смоченной концентрированным раствором серной кислоты, напишите что-нибудь на полоске фильтровальной бумаги. Осторожно нагрейте бумагу, например над пламенем спиртовки. Что наблюдается? Объяснить наблюдаемое явление, имея в виду, что общая формула клетчатки $(C_6H_{12}O_6)_x$, а почернение бумаги связано с образованием углерода.

Вопросы для подготовки

1. Напишите уравнения реакций, протекающих при пропускании оксида углерода (IV) через раствор гидроксида кальция.

2. Какими свойствами обладает азотистая кислота и ее соли в окислительно-восстановительных реакциях? Закончите следующие уравнения реакций: а) $NaNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + \dots$



4. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляет оксид серы (IV) и соли сернистой кислоты? Допишите уравнения реакций и составьте схемы электронного баланса: а) $SO_2 + KMnO_4 + HCl_{(среда)} \rightarrow MnCl_2 + \dots$



5. Верны ли следующие суждения о свойствах серы и хлора?

А. Максимальная валентность серы и хлора в соединениях равна номеру группы.

Б. В водородных соединениях серы и хлора связь ковалентная полярная.

1) верно только А 2) верно только Б

3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны

6. Какие из утверждений являются верными?

А) С увеличением заряда ядра атома радиус атомов галогенов увеличивается;

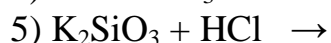
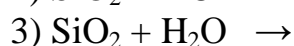
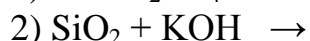
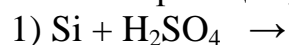
Б) С уменьшением заряда ядра атома электроотрицательность галогенов увеличивается.

1) верно только А

2) верно только Б

3) оба утверждения верны 4) оба утверждения неверны

7. Схема реакции, в результате которой образуется кремниевая кислота:



8. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) К	1) Fe, KI, NaOH
Б) Zn	2) NaOH, MgCl ₂ , HF
В) Cl ₂	3) C ₆ H ₆ , CsOH, CO ₂
Г) N ₂	4) O ₂ , H ₂ , Li
	5) O ₂ , S, HBr

9. Вычислите объём (н.у) оксида углерода (IV) (в литрах), который теоретически образуется при полном сгорании угля в 116 л (н.у.) кислорода. Ответ запишите с точностью до целых.

10. Вычислите объём (н.у.) кислорода (в литрах), необходимого для окисления 248 л (н.у.) оксида серы (IV) в оксид серы (VI). Ответ запишите с точностью до целых.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7 РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Алгоритм составления ионного уравнения

1. Отбираем реагенты, которые смогут участвовать в реакциях ионного обмена. Не забываем проверить растворимость веществ по таблице растворимости. Составляем молекулярное уравнение:



2. Дописываем продукты реакции по схеме: $AB + CD \rightarrow AD + CB$. Проверяем, что в продуктах реакции выполняются все требования правила Бертолле (наличие газа / осадка / воды / другого слабого электролита).

3. Расставляем индексы и коэффициенты. Реакция должна быть уравнена.

4. Составляем полное ионное уравнение. Для этого каждый ион растворимого вещества записываем по-отдельности с указанием его заряда. Заряд иона мы смотрим в таблице растворимости. Коэффициент, который мы поставили перед формулой вещества будет относиться и к катиону, и к аниону. Индексы “поднимаем” вверх и ставим перед ионом. Помним, что сильные электролиты расписываем в виде простых и сложных ионов, а слабые электролиты, неэлектролиты, а также газы и осадки оставляем в виде молекул.

5. Составляем сокращенное ионное уравнение. Сокращаем одинаковые ионы с левой и правой стороны уравнения. Если требуется, то сокращаем коэффициенты при ионах.

Определение степени окисления элементов

1. Степень окисления свободных атомов и атомов в молекулах простых веществ (например, в Zn , Ca , H_2 , Br_2 , S , O_2), равна нулю (Na^0).

2. Постоянную степень окисления в соединениях имеют: щелочные металлы (+1); щелочно-земельные металлы, цинк и кадмий (+2); алюминий (+3); фтор (-1).

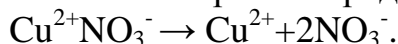
3. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2. Исключения составляют: пероксиды $H_2^{+1}O_2^{-1}$, $Na_2^{+1}O_2^{-1}$ и фторид кислорода $O^{+2}F_2^{-}$.

4. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1, за исключением гидридов металлов, например, $Na^{+1}H^{-1}$ (гидрид натрия).

5. *Максимальная* степень окисления равна *номеру группы*, *минимальная* степень окисления рассчитывается по формуле $N-8$, где N – это номер группы, в которой находится элемент.

6. В бинарных соединениях (состоящих из 2 элементов) у правого элемента (более электроотрицательного) минимальная степень окисления. Например, $\text{Ni}_2^{3+}\text{S}_3^{2-}$.

7. В солях степень окисления металла равна заряду его иона:



8. Алгебраическая сумма степеней окисления элементов в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе – заряду иона ($\text{Na}^+[\text{O}^{2-}\text{H}^+]^-$, $(\text{P}^{+5}\text{O}_4^{2-})^{3-}$, $(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{2-})^-$, $(\text{N}^{-3}\text{H}_4^{+1})^+$).

Степени окисления атомов остальных элементов рассчитывают, исходя из известных степеней окисления элементов и электронейтральности молекулы.

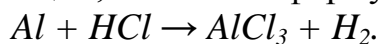
Например, рассчитаем степень окисления хрома в соединении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и азота в анионе $(\text{NO}_2)^-$: $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$, $(\text{N}^x\text{O}_2^{-2})^-$.

Алгоритм составления уравнений ОВР методом электронного баланса

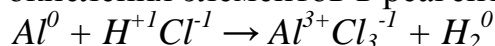
Электронный баланс – метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, получаемых окислителем.

Уравнение составляется в несколько стадий:

1. Составить схему реакции, записав формулы исходных веществ и продуктов реакции:



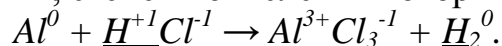
2. Определить степень окисления элементов в реагентах и продуктах:



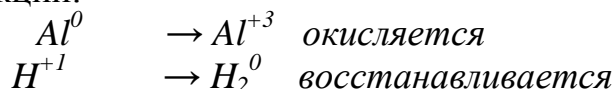
3. Определить, является реакция окислительно-восстановительной или она протекает без изменения степеней окисления элементов:

эта реакция является ОВР.

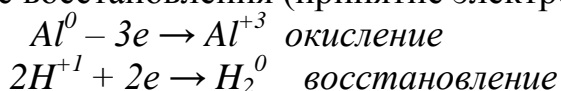
4. Подчеркнуть элементы, степени окисления которых изменяются:



5. Определить, какой элемент окисляется (его степень окисления повышается) и какой элемент восстанавливается (его степень окисления понижается) в процессе реакции:

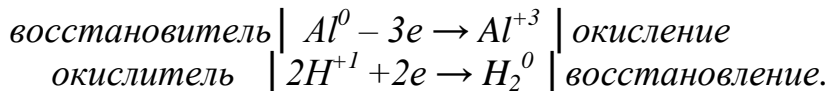


6. В левой части схемы обозначить с помощью стрелок процесс окисления (отдача электронов) и процесс восстановления (принятие электронов):



* Если в формуле окислителя (восстановителя) указаны два атома в молекуле простого вещества, то в электронном уравнении ставят цифру 2 в виде коэффициента ($2\text{O}^{2-} - 4e \rightarrow \text{O}_2^0$). *Только для простых веществ!*

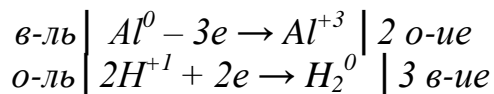
7. Определить восстановитель и окислитель:



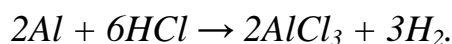
8. Сбалансировать число электронов между окислителем и восстановителем. Найти наименьшее общее кратное для числа электронов:

$$НОК = 6.$$

9. Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления:

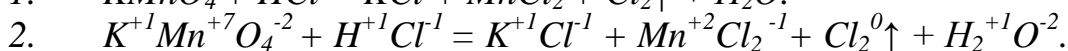


10. Расставить коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя:

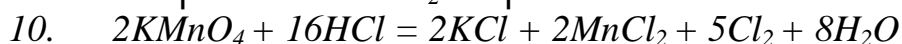
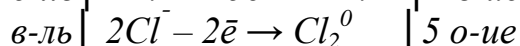
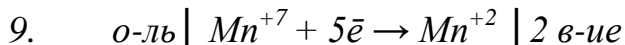
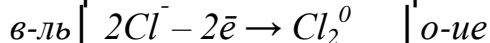
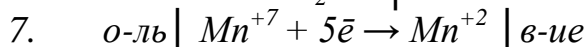
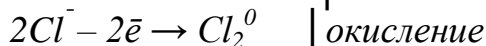
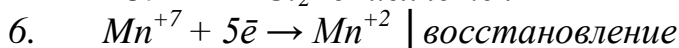
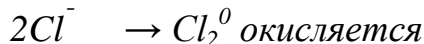
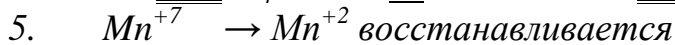
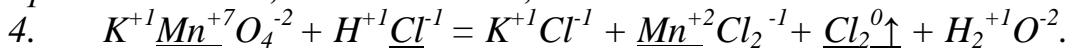


11. Проверить уравнение реакции. Посчитать количество атомов справа и слева, если их будет равное количество – коэффициенты расставлены верно.

Рассмотрим пример:



3. Эта реакция, протекающая с изменением степеней окисления некоторых элементов, следовательно, ОВР.



Опыт 1. Иллюстрация правила Бертолле на практике

1. К 2 мл карбоната натрия прилейте 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионно-молекулярной форме.

2. Затем смешайте равные объёмы растворов карбоната натрия и хлорида кальция. Что вы наблюдаете? Замените карбонат натрия на сульфат натрия. Запишите наблюдения в тетрадь. Составьте ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций.

3. Получите гидроксид меди (II), добавив щёлочь к раствору медного купороса. Какой цвет имеет осадок гидроксида меди (II)? Прилейте к нему азотную кислоту. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Сформулируйте условия, при которых протекают реакции обмена в водных растворах.

4. В одной пробирке находятся растворы NaCl и KI с помощью какого реактива можно распознать хлорид-ионы и иодид-ионы. Проведите соответствующие реакции и укажите признак протекания реакции. Составьте ионно-молекулярные уравнения данных реакций.

Опыт 2. Взаимодействие соляной кислоты с цинком и нитратом серебра.

В пробирку положите 1-2 гранулы цинка и прилейте в неё 1-2 мл соляной кислоты. Что происходит при взаимодействии цинка с соляной кислотой? Какой признак реакции? Составьте уравнение реакции и дайте её характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

В пробирку к 2 мл нитрата серебра приливаем 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаем? Опишите признак реакции, по которому можно определить протекание реакции. Составьте уравнение реакции и дайте её характеристику по всем изученным признакам классификации химических реакций.

Объясните, чем отличаются эти две реакции?

Опыт 3. Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

К 2 каплям раствора иодида калия KI, подкисленному 1 каплей раствора серной кислоты H₂SO₄, прибавьте 2 капли раствора пероксида водорода H₂O₂. Для какого вещества характерна появившаяся окраска? Составьте уравнение реакции и расставьте в ней коэффициенты методом электронного баланса.

Вопросы для подготовки

1. Записать в тетрадь все реакции:

- ✓ $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
- ✓ $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- ✓ $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow (\text{t}) \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
- ✓ $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
- ✓ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- ✓ $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- ✓ $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- ✓ $3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$
- ✓ $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- ✓ $\text{KI} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$

2. В каждой химической реакции указать степень окисления каждого элемента.

3. Подчеркнуть те элементы, которые изменили степень окисления в ходе реакции.

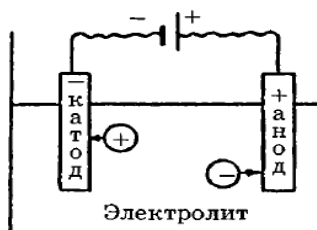
4. На основании этих данных определить является реакция окислительно-восстановительные (ОВР) или не ОВР. Указать это рядом с реакцией.

5. В ОВ реакциях расставить коэффициенты методом электронного баланса.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8 ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ И РАСПЛАВОВ

Если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы электролита будут двигаться к электродам: катионы (положительно-заряженные ионы) → к катоду (отрицательно заряженному электроду), анионы (отрицательно-заряженные ионы) → к аноду (положительно заряженному электроду).

Схема движения ионов в растворе или расплаве электролита под действием электрического тока



На катоде катионы принимают электроны и восстанавливаются. На аноде анионы отдают электроны и окисляются.

Электролиз является окислительно-восстановительной реакцией: на катоде всегда идет процесс восстановления, на аноде – процесс окисления.

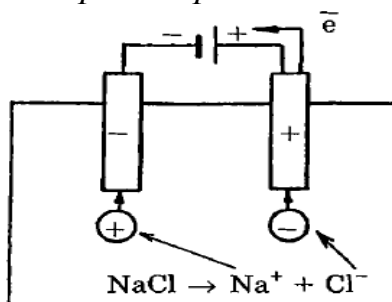
Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Электролиз расплавов электролитов

В теоретическом плане простейшим примером электролиза является электролиз расплавов.

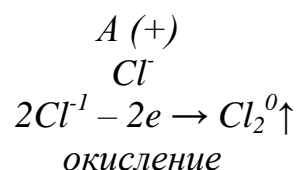
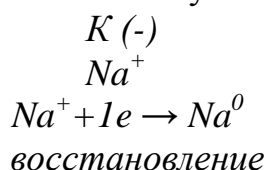
Рассмотрим процесс электролиза расплава NaCl.

Схема электролиза расплава хлорида натрия

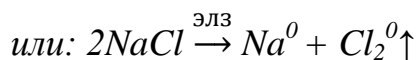
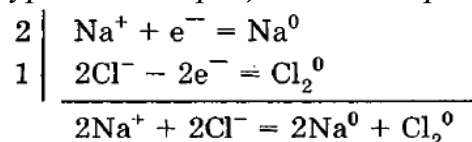


Электролит в результате расплавления распадается на ионы (подвергается электролитической диссоциации): $\text{NaCl} \xrightarrow{(t)} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (при температуре).

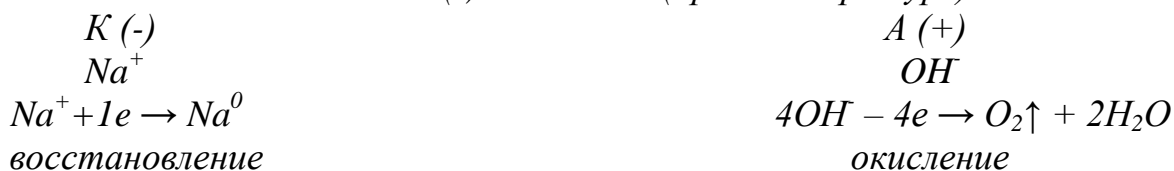
Под действием электрического тока катионы движутся к отрицательному электроду – катоду, где ионы металлов восстанавливаются. Анионы движутся к положительному электроду – аноду, где анионы окисляются.



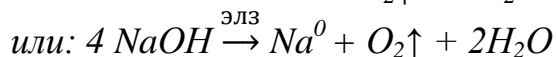
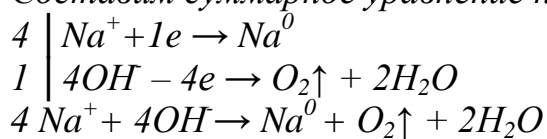
Составим суммарное уравнение процесса электролиза:



На катоде выделяется металлический натрий, на аноде – газообразный хлор. Рассмотрим еще один пример процесса электролиза расплава NaOH.



Составим суммарное уравнение процесса электролиза:



Электролиз водных растворов электролитов

Электролиз расплавов и электролиз растворов отличаются друг от друга.

* При рассмотрении электролиза водных растворов необходимо помнить, что в растворе соли кроме ионов металла и кислотного остатка присутствуют еще ионы, являющиеся продуктом диссоциации воды: H⁺ и OH⁻. Поэтому при рассмотрении реакций на электродах необходимо учитывать возможность участия молекул H₂O в электролизе.

Для определения результатов электролиза водных растворов следует помнить следующие правила:

Процесс на катоде не зависит от материала катода, а зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений.

Катодные процессы в водных растворах солей

Электрохимический ряд напряжений металлов			
Li, K, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	H ₂	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Me ⁿ⁺ — не восстанавливаются 2H ₂ O + 2ē = H ₂ ↑ + 2OH ⁻	Me ⁿ⁺ + nē = Me ⁰ и 2H ₂ O + 2ē = H ₂ ↑ + 2OH ⁻		Me ⁿ⁺ + nē = Me ⁰

Процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона.

Анодные процессы в водных растворах

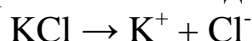
Анод	Кислотный остаток Ac^{m-}	
	бескислородный	кислородсодержащий
Нерастворимый	Окисление аниона (кроме фторидов) $Ac^m - m\bar{e} = Ac^0$	В щелочной среде: $4OH^- - 4\bar{e} = O_2\uparrow + 2H_2O$; в кислой, нейтральной средах: $2H_2O - 4\bar{e} = O_2\uparrow + 4H^+$
Растворимый	Окисление металла анода $Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$	

Рассмотрим пример: написать уравнение электролиза раствора KCl, если: а) анод растворимый; б) анод нерастворимый (медный).

Решение:

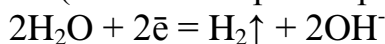
а) анод нерастворимый:

В растворе идет процесс электролитической диссоциации:

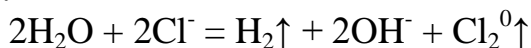


Катод (-)

K^+ (остаются в растворе)

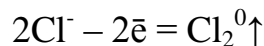


Суммарное уравнение:



Анод (+)

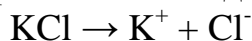
Cl^-



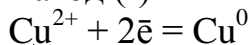
Учитывая присутствие ионов K^+ в растворе, составляем молекулярное уравнение: $2H_2O + 2KCl = H_2\uparrow + Cl_2^0\uparrow + 2KOH$ (вторичный продукт электролиза в катодном пространстве)

б) анод растворимый(медный)

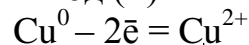
В растворе идет процесс электролитической диссоциации:



Катод (-)



Анод (+)



Перенос ионов меди с анода на катод и выделение чистой меди на катоде

Концентрация KCl в растворе не меняется. Суммарное уравнение электролиза с растворимым анодом написать нельзя.

Опыт 1. Электролиз водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

Опустите в стакан с раствором сульфата натрия угольные электроды, соединенные с клеммами стенда. Что наблюдается на аноде и катоде? В катодное пространство капните несколько капель фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Наличие какой среды подтверждает фенолфталеин? В анодное пространство капните несколько капель лакмуса. Как изменилась окраска раствора? Наличие какой среды подтверждает лакмус? Напишите уравнение реакций катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водного раствора сульфата натрия. Какой газ выделяется на катоде, аноде?

Опыт 2. Электролиз водного раствора сульфата цинка с инертным анодом.

Опустите в стакан с раствором сульфата цинка угольные электроды, соединенные с клеммами стенда. Что наблюдается на аноде и катоде? В анодное

пространство капните несколько капель лакмуса. В какой цвет окрашивается раствор в анодном пространстве, почему? Какой газ выделяется на аноде и катоде? Напишите уравнение реакций катодного и анодного процессов.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди с активным анодом.

В стакан с водным раствором сульфата меди опустите угольный и медный электроды, соединенные с клеммами стенда. Какие процессы осуществляются на катоде и аноде? Напишите уравнения реакций. Выньте электроды и поменяйте их местами: медный электрод сделайте катодом, а угольный с имеющимся налетом меди – анодом. Какие процессы осуществляются на аноде и катоде? Напишите уравнения реакций. Какой газ выделяется на графитовом аноде после исчезновения медного налета?

Опыт 4. Промышленная установка для получения алюминия

Ознакомьтесь с видеофрагментом о промышленной установке для получения алюминия. Зарисуйте схематично установку в своей тетради и подпишите обязательные ее составляющие. Письменно ответьте в тетради на следующие вопросы по фильму:

- как получают алюминий из глинозема;
- в чем заключается процесс электролиза;
- кратко опишите принцип работы электролизера;
- назовите составные части электролизера;
- запишите все химические формулы процесса получения алюминия;
- производство алюминиевых чушек, слитков, катанки.

Вопросы для подготовки

1. Продуктами электролиза расплава гидроксида калия являются:

- 1) K, H₂; 2) K, H₂O, O₂; 3) K, O₂; 4) H₂, O₂

2. Продуктами электролиза расплава соли сульфата калия являются:

- 1) калий и сера;
2) калий, оксид серы (VI), кислород;
3) калий, оксид серы (IV), кислород;
4) водород и кислород

3. Составьте уравнения электролиза водных растворов следующих солей

(электроды графитовые):

- а) K₃PO₄;
б) Zn(NO₃)₂;
в) MnI₂;
г) PtSO₄;
д) SnBr₂.

4. Составьте уравнения электролиза водных растворов следующих веществ

(анод нерастворимый):

- а) Ba(OH)₂;
б) SrCl₂;
в) ZnF₂;
д) AuCl₃
е) Cr(NO₃)₃.

5. Установите соответствие между формулой соли и продуктом, образующимся на катоде при электролизе её водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ	ПРОДУКТ НА КАТОДЕ
А) $Al_2(SO_4)_3$	1) Cs
Б) Cs_2SO_4	2) Al
В) $Hg(NO_3)_2$	3) Hg
Г) $AuBr_3$	4) H_2
	5) Au
	6) S

6. Установите соответствие между формулой соли и уравнением процесса, протекающего на инертном аноде при электролизе её водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ	УРАВНЕНИЕ АНОДНОГО ПРОЦЕССА
А) KCl	1) $2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+$
Б) $AlBr_3$	2) $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$
В) $CuSO_4$	3) $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$
Г) $AgNO_3$	4) $2Br^- - 2\bar{e} \rightarrow Br_2^0$
	5) $2SO_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S_2O_8^{2-}$
	6) $2NO_3^- - 2\bar{e} \rightarrow 2NO_2 + O_2$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз солей – это обменное взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита и как правило сопровождается изменением pH-среды.

Катионы сильных оснований и анионы сильных кислот не образуют слабых электролитов, поэтому гидролизу не подвергаются.

В зависимости от ионов, входящих в состав солей, в растворе могут устанавливаться следующие равновесия:

а) при гидролизе аниона (A^-) слабой кислоты: $A^- + HON = HA + OH^-$ (образуются ионы OH^- , среда щелочная, $pH > 7$);

б) при гидролизе катиона (B^+) слабого основания: $B^+ + HON = BON + H^+$ (образуются ионы H^+ , среда кислая, $pH < 7$);

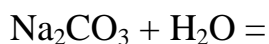
в) при гидролизе катиона слабого основания и аниона слабой кислоты:
 $A^- + HON = HA + OH^-$, $B^+ + HON = BON + H^+$.

Гидролиз солей, образованных многоосновными кислотами или многокислотными основаниями, протекает ступенчато, с образованием кислых или основных солей, преимущественно по первой ступени.

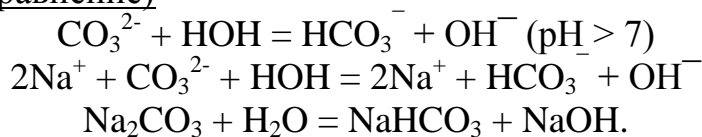
Таким образом, можно выделить *три типа гидролиза*:

1. Гидролиз по аниону – такому гидролизу подвергаются соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты.

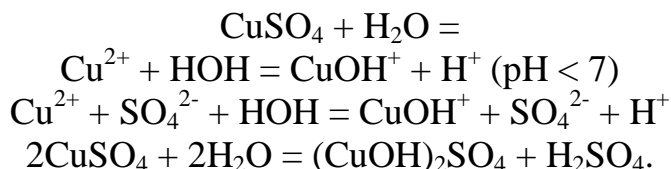
Например,



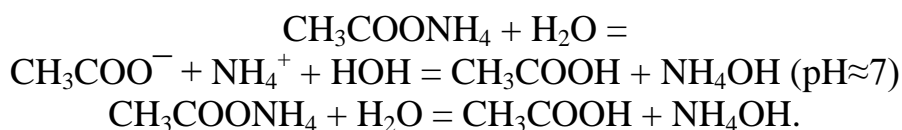
(особенность написания реакций гидролиза: сначала пишут ионные реакции, а затем молекулярное уравнение)



2. Гидролиз по катиону – *подвергаются соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты.*



3. Гидролиз по катиону и аниону – *подвергаются соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты.*



Гидролиз является обратимым процессом. В соответствии с принципом Ле Шателье введение дополнительного количества ионов H^+ или OH^- в равновесную систему может усилить или подавить процесс гидролиза. Гидролиз является эндотермическим процессом, поэтому повышение температуры приводит к усилению гидролиза.

Опыт 1. Определение pH раствора солей с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Налить по 2-3 мл приготовленных растворов следующих солей AgNO_3 , Na_2CO_3 , NaF , KCNS , Na_3PO_4 , Na_2SO_3 , KI в 7 пробирок, в 8 пробирку налить такое же количество дистиллированной воды. Во все пробирки опустить полоски универсальной индикаторной бумаги, определить pH среды раствора солей, сделать вывод о типе гидролиза для каждой соли.

Результаты опыта записать в тетрадь в виде таблицы:

Формула соли	pH раствора	Реакция среды	Тип гидролиза

Написать уравнения гидролиза для каждой исследуемой соли в ионно-молекулярном и молекулярном виде.

Опыт 2. Определение pH раствора солей с помощью лакмуса.

К 1 мл раствора нитрата калия прилейте фиолетовый раствор лакмуса. Изменяется ли окраска? Определите тип гидролиза для данной соли.

Проделайте аналогичный опыт с растворами карбоната натрия и сульфата никеля. Какую среду имеют растворы этих солей? Напишите уравнения гидролиза.

К раствору хлорида алюминия прилейте раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Какое вещество выделяется в виде газа, а какое выпадает в осадок?

Объясните наблюдаемые явления. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Вопросы для подготовки

1. Установите соответствие между формулой соли и её отношением к гидролизу: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА СОЛИ

- А) K_2SiO_3
- Б) NH_4ClO_4
- В) $NaBr$
- Г) $(NH_4)_2CO_3$

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

- 1) гидролиз по катиону
- 2) гидролиз по аниону
- 3) гидролиз по катиону и аниону
- 4) гидролизу не подвергается

Каждый выбор ответа подтвердите соответствующими уравнениями гидролиза.

2. Установите соответствие между названием соли и средой раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

НАЗВАНИЕ СОЛИ

- А) нитрат железа (II)
- Б) сульфат калия
- В) карбонат хрома (III)
- Г) цианид натрия

СРЕДА РАСТВОРА

- 1) кислая
- 2) щелочная
- 3) нейтральная

Каждый выбор ответа подтвердите соответствующими уравнениями гидролиза.

3. В одну пробирку налили раствор щелочи, в другую - раствор кислоты, в третью - раствор KCl . Как с помощью индикатора лакмуса, определить в какой из пробирок находится кислота, щелочь и сульфат калия?

4. Составьте в тетради схему, которая будет описывать физико-химические процессы, происходящие при стирке белья, обязательно, описав роль гидролиза в процессе очищения поверхности от загрязнения.

5. Распределите вещества по колонкам таблицы: сульфит натрия, нитрат меди (II), бромид калия, карбонат кальция, хлорид цинка. Определите среду раствора, окраску индикаторов (лакмуса, фенолфталеина, метилового оранжевого). Составьте уравнения гидролиза. В качестве ответа заполните таблицу.

Формулы веществ	Среда раствора (pH)	Уравнение гидролиза	Окраска лакмуса	Окраска фенолфталеина	Окраска метилового оранжевого
сульфит натрия					
нитрат меди (II)					
бромид калия					
карбонат кальция					
хлорид цинка					

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Хаусткрофт К. Е. Современный курс общей химии. Задачник: пер. с англ. / К. Е. Хаусткрофт, Э. К. Констебл. — М.: Мир, 2002. — 250 с.
2. Фрумкин А. Н. Избранные труды: Электродные процессы / А. Н. Фрумкин. — М.: Наука, 1987. — 336 с.
3. Стромберг А. Г. Физическая химия / А. Г. Стромберг. — М.: Высш. шк., 2003. — 527 с.
4. Слейбо У. Общая химия: пер. с англ. Е. Л. Розенберга. / У. Слейбо, Т. Персонс. М.: Изд-во “Мир”, 1979. 550 с.
5. Зайцев О. С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции: учеб. пособие для вузов. / О. С. Зайцев. М.: Химия, 1990. 352 с.
6. Винокурова И. М. Химия: теория и практика: учеб. пособие/ И. М. Винокурова. Воронеж: ФГБОУ ВПО “Воронежский государственный технический университет”, 2012. 256 с.
7. Хаусткрофт Катрин Е. Современный курс общей химии: пер. с англ. / Катрин Е. Хаусткрофт, Эдвин К. Констебл. М.: Мир, 2002. Т 1. 540 с.
8. Винокурова И.М. Свойства основных конструкционных металлов: учеб. пособие/ И. М. Винокурова. Воронеж: ФГБОУ ВПО “Воронежский государственный технический университет”, 2012. 254 с.
9. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. — Л.: Химия, 1983. — 231 с.
10. Физическая химия. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ: учебник для вузов в 2 кн. / К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев [и др.]; под ред. К. С. Краснова. — 3-е изд., испр. — М.: Высш. шк., 2001. — 319 с.

Приложение 1

Относительная электроотрицательность атомов

H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 0.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9					

Приложение 2

Анионы	Катионы																			
	Li^+	Na^+ , K^+	NH_4^+	Cr^{2+}	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Zn^{2+}	Hg^{2+}	Al^{3+}	Sr^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Cp^{3+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	
Cl^-	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P	
Br^-	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	-	P	P	P	P	
I^-	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	-	P	P	-	P	
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	-	P	P	
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	p	-	P	
S^{2-}	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	-	H	H	H	
SO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	-	H	
SO_4^{2-}	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	-	P	P	H	-	P	P	P	P	
CO_3^{2-}	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	-	H
SiO_3^{2-}	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	-	-	H	H	H	
CrO_4^{2-}	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	-	-	H	H	P	H	-	-	
PO_4^{3-}	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	
OH^-	P	P	P	H	-	H	-	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	3
Правила работы в химической лаборатории и работа с экспериментальными данными.....	4
Основные законы и понятия химии.....	7
Лабораторная работа № 1. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Строение атома.....	9
Лабораторная работа № 2. Важнейшие классы неорганических соединений	13
Лабораторная работа № 3. Строение вещества. Дисперсные системы..	18
Лабораторная работа № 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	22
Лабораторная работа № 5. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы».....	27
Лабораторная работа № 6. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы».....	30
Лабораторная работа № 7. Реакции ионного обмена. Окислительно-восстановительные реакции.....	33
Лабораторная работа № 8. Электролиз растворов и расплавов.....	37
Лабораторная работа № 9. Гидролиз солей.....	41
Библиографический список.....	44
Приложения.....	45

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

к выполнению лабораторных работ по дисциплине “Химия”
для студентов специальностей 12.02.10 «Монтаж, техническое обслуживание
и ремонт биотехнических и медицинских аппаратов и систем», 09.02.01
«Компьютерные системы и комплексы», 11.02.16 «Монтаж, техническое
обслуживание электронных приборов и устройств» и 15.02.16 «Технология
машиностроения» очной формы обучения

Составители:

Винокурова Ирина Михайловна
Тронова Лилия Сергеевна

Издается в авторской редакции

Подписано к изданию 20.12.2023.
Уч.-изд. л. 2,5

ФГБОУ ВО «Воронежский государственный технический университет»
394006 Воронеж, ул. 20-летия Октября, 84