

ФБГОУ ВО «Саратовский национальный
исследовательский государственный
университет имени Н.Г. Чернышевского»

Авторы-составители

Т.В. Захарова, Г.Н. Макушова, Л.Ф. Кожина

ХИМИЯ

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

учебно-методическое пособие
для студентов заочного отделения

2016

Авторы-составители:

Захарова Т.В., Макушова Г.Н., Кожина Л.Ф.

Химия. Лабораторные работы – Саратов. [Электронный ресурс]

2016. - 82 с.

Настоящее пособие составлено преподавателями кафедры общей и неорганической химии в соответствии с государственным образовательным стандартом, учебным планом и с программами лекционных курсов, читаемых на геологическом и географическом факультетах университета и предназначено для студентов заочного отделения.

Авторами рассмотрены лишь те разделы учебной программы, которые вызывают наибольшие затруднения: строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева, основные классы неорганических соединений, окислительно-восстановительные реакции.

Пособие содержит три главы с подробным теоретическим материалом, примерами решения типовых задач. В пособии содержится материал для выполнения и оформления лабораторных работ. В конце каждой главы приведены вопросы, задачи и упражнения для самостоятельной подготовки. Пособие содержит таблично-справочные данные, необходимые для выполнения лабораторных работ. Ценность пособия состоит в том, что пользуясь им, студенты могут осознанно готовиться к лабораторным работам, зачетам и экзаменам.

Рекомендует:

Кафедра общей и неорганической химии
Института химии СГУ
НМС Института химии СГУ

Рецензент

доцент кафедры общей и неорганической химии
к.х.н. Акмаева Т.А.

ВВЕДЕНИЕ

Нет ни одной отрасли народного хозяйства, где бы не использовались достижения химии. Химическая промышленность выпускает пластмассы, искусственное волокно, синтетический каучук, красители, минеральные удобрения, лекарственные препараты и многое другое. С каждым годом возрастает роль химии в производстве продуктов питания.

Химия тесно связана со многими естественными науками – геологией, биологией и другими.

На границе между химией и геологией возникла геохимия, изучающая распространенность и миграцию химических элементов на Земле. На стыке химии, биологии и геологии возникла биогеохимия, изучающая геохимические процессы с участием живых организмов. На границе биологии и неорганической химии появилась новая наука – бионеорганическая химия, которая изучает химические процессы, протекающие в клетках живых организмов при участии соединений биогенных элементов. Тесная связь физики, химии и биологии привела к созданию биофизической химии, которая описывает закономерности и механизмы протекания биологических процессов на основе фундаментальных законов физической химии.

В основе процессов, обуславливающих современное состояние биосферы, лежат физико-химические превращения в литосфере, гидросфере, атмосфере и живых организмах. Эти превращения являются предметом изучения химии, геохимии, агрохимии, фотохимии, гидрохимии, биохимии. Возникло новое научное направление – химия окружающей среды.

Зная химию, легче во всем этом разобраться.

Правила работы в лаборатории

Практические занятия по общей и неорганической химии способствуют приобретению студентами элементарных навыков работы в лаборатории.

Сознательное выполнение лабораторных работ возможно только при условии предварительной домашней подготовки. Студенты обязаны самостоятельно проработать соответствующий теоретический материал, изложенный в каждой главе. Контрольные вопросы и задачи позволяют студенту проверить степень теоретической подготовленности по данному разделу.

До начала лабораторного практикума студенты должны пройти инструктаж по технике безопасности. Кроме того, перед выполнением каждой лабораторной работы преподаватель указывает на необходимые меры предосторожности.

За каждым студентом в лаборатории закрепляется определенное рабочее место. Студент обязан следить за порядком на своем рабочем месте и поддерживать его чистоту. После окончания работы дежурные студенты приводят лабораторию в порядок.

При выполнении лабораторной работы необходимо записать в рабочий журнал тему работы, указать цель опыта, сформулировать его теоретическое обоснование, записать наблюдения, уравнения протекающих реакций, сделать выводы. Работа заканчивается представлением преподавателю рабочего журнала с отчетом.

Общие правила техники безопасности:

1. К любой работе следует приступать только тогда, когда все ее этапы известны и не вызывают сомнения.
2. Использовать для опытов минимальное количество реактивов.
3. Запрещается выносить за пределы лаборатории реактивы, а также передавать их кому-либо.

4. Все работы с летучими, токсичными и высокоагрессивными веществами проводить только в вытяжном шкафу при работающей вентиляции.

5. Не выливать в раковину остатки кислот, щелочей и других агрессивных веществ; их нужно сливать в специально предназначенные для этого склянки, находящиеся в вытяжном шкафу.

6. Не выбрасывать в раковину непрореагировавшие остатки металлов.

7. Не подносить к глазам и не приближать лицо к пробирке с кипящей жидкостью. Направлять пробирку с кипящей жидкостью так, чтобы предотвратить попадание ее на себя и окружающих.

8. Не отвлекать внимание студентов, проводящих эксперимент.

9. Все работающие в лаборатории должны уметь оказывать первую помощь при ожогах и отравлениях:

– при попадании на кожу кислоты или щелочи необходимо промыть обожженное место большим количеством воды, затем – при ожогах кислотой – 3%-ным раствором соды, а при ожогах щелочами – 1%-ным раствором борной кислоты;

– при термическом ожоге кожу следует обмыть спиртом, а затем смазать мазью от ожогов;

– при отравлении газами необходимо обеспечить пострадавшему приток свежего воздуха;

– при попадании реактива в глаза следует промыть их струей воды и обратиться к врачу.

ГЛАВА 1

Строение атома и периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Атом, ядро атома. Элементарные частицы. Атомные орбитали, квантовые числа. Правила заполнения электронных уровней. Электронная конфигурация атомов. Электронные аналоги. Периодическая система элементов. Свойства атомов: энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, радиусы атомов.

Атом – электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Ядро составляет основу атома и определяет индивидуальность элемента.

Ядра атомов всех элементов (исключение атом водорода – ${}^1_1\text{H}$) состоят из протонов и нейтронов. Протон (p) – элементарная частица с положительным зарядом, по абсолютной величине равным заряду электрона, и массой $m = 1$ а.е. Число протонов в ядре характеризует его заряд и принадлежность атома данному химическому элементу. Нейтрон (n) – элементарная частица, не обладающая электрическим зарядом и массой $m = 1$ а.е. Электрон (e^-) – частица, обладающая элементарным отрицательным зарядом (-1). Линейные размеры атомов $\sim 10^{-8}$ см; ядра $\sim 10^{-12}$ см. Основная масса атома сосредоточена в ядре и характеризуется массовым числом A , равным сумме чисел протонов Z (заряда ядра) и нейтронов N :

$$A = Z + N$$

Зная массовое число и число нейтронов, можно определить заряд ядра атома. Например, если атомная масса элемента равна 41, а число нейтронов – 20, то заряд ядра $Z = 41 - 20 = 21$.

Атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра (и, следовательно, тождественными химическими свойствами), но разным числом нейтронов (а значит и разными массовыми числами), называют изотопами. Как правило, каждый элемент представляет собой совокупность нескольких изотопов. Именно этим объясняются значительные отклонения атомных масс многих элементов от целочисленных величин.

Устойчивому состоянию ядер атомов соответствуют определенные соотношения чисел протонов и нейтронов: для легких элементов $Z/N \sim 1$, для тяжелых – около 0,6. Если это соотношение нарушено, то атом становится радиоактивным.

Главной характеристикой атома является *заряд ядра*. Он определяет число электронов, находящихся в атоме, и соответствует *атомному номеру*, т.е. *порядковому номеру элемента* в периодической системе. При химических реакциях ядра атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ, не изменяются. Изменение претерпевают только электронные оболочки. Электрону присуща корпускулярно-волновая природа. В квантовой механике о местонахождении электрона судят только с вероятностной точки зрения. Электрон может находиться в любом объеме атома, однако вероятность его пребывания в различных элементах объема атома в данный момент времени неодинакова. Он чаще бывает в одних местах, реже в других, и полностью избегает третьи участки объема атома, вероятность пребывания электрона в которых равна нулю.

Движение электрона в атоме носит вероятностно-волновой характер. Электрон при своем движении как бы “размазан” по всему объему, образуя электронное облако. *Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО)*. Она характеризуется определенной формой и расстоянием от ядра. Каждую орбиталь можно описать тремя квантовыми числами (n, l, m). Электрон в атоме имеет еще одну

характеристику, не связанную со свойствами орбитали – собственный магнитный момент (m_s).

Главное квантовое число n определяет возможные значения энергии электрона, т.е. степень его удаления от ядра, или размер электронного облака. Для электронов, находящихся в невозбужденных атомах, оно может принимать целочисленные значения 1, 2, 3, ... ∞ (равные номеру периода в периодической системе элементов, числу энергетических уровней). Электроны, имеющие одинаковые значения n , образуют *электронные слои*, обозначаемые 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 или K, L, M, N, O, P, Q. Наименьшему значению энергии E электрона в атоме соответствует значение $n = 1$. Остальным квантовым состояниям отвечают более высокие значения энергий, и электроны, находящиеся на этих энергетических уровнях, менее прочно связаны с ядром. Квантовое состояние атома с наименьшей энергией называют *основным или стационарным*. Остальные квантовые состояния с более высокими уровнями энергии называют *возбужденными*. Когда атом находится в возбужденном состоянии, связь электрона с ядром ослабевает вплоть до отрыва электрона от атома. В основном состоянии атом может находиться неограниченное время, в возбужденном же состоянии – ничтожные доли секунды (10^{-8} – 10^{-10} с). Возбуждение атома происходит при нагревании, электролоразряде, поглощении света и т.п. При этом в любом случае атом поглощает лишь определенные порции – кванты энергии, соответствующие разности энергетических уровней электронов.

Орбитальное квантовое число l характеризует форму электронных облаков и указывает на различие энергии электронов, находящихся в пределах одного энергетического уровня. Орбитальное квантовое число l обычно обозначают буквами в соответствии со схемой:

значение $l =$	0	1	2	3	4
обозначение	s	p	d	f	g

Для каждого значения главного квантового числа n орбитальное число l принимает целочисленные значения от 0 до $(n-1)$, т.е. каждому значению n соответствует определенное число значений l . Следовательно, энергетический уровень представляет собой совокупность энергетических подуровней. При этом число подуровней равно номеру уровня, т.е. численному значению n .

Таким образом, для электрона первого энергетического уровня ($n = 1$) возможна только одна форма орбитали, для второго энергетического уровня ($n = 2$) возможны две формы орбиталей, для третьего уровня ($n = 3$) – три и т.д. Согласно квантовомеханическим расчетам s-орбитали имеют форму сферы, p-орбитали – форму гантели, d – четырехлепестковую форму.

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число l	Обозначение орбитали (электронного облака, подуровня)
1	0	1s
2	0,1	2s,2p
3	0,1,2	3s,3p,3d
4	0,1,2,3	4s,4p,4d,4f

Магнитное квантовое число m_l характеризует проекцию магнитного момента на оси координат и пространственное расположение электронных облаков. Число возможных значений m_l при заданном l равно $(2l+1)$, при этом m_l изменяется от $-l$ через 0 до $+l$.

Орбитальное квантовое число l	Магнитное квантовое число m_l	Число орбиталей с данным значением l
0 (s)	0	1
1 (p)	-1,0,1	3
2 (d)	-2,-1,0,1,2	5
3 (f)	-3,-2,-1,0,1,2,3	7

Число значений m_l указывает число орбиталей с заданным l . s-Состоянию отвечает одна орбиталь, p-состоянию – три, d-состоянию – пять, f-состоянию – семь.

Орбитали с одинаковой энергией называются вырожденными. Таким образом, р-состояние вырождено трехкратно, d-состояние – пятикратно, f-состояние – семикратно. По характеру ориентации в пространстве р-орбитали обозначают p_x , p_y , p_z (рис.1), d-орбитали, ориентированные своими лепестками по осям координат, обозначаются $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} ; а d-орбитали, ориентированные лепестками между осями координат, обозначают d_{xy} , d_{yz} , d_{xz} (рис.1). Общее число орбиталей, из которых состоит любой энергетический уровень, равно n^2 , число орбиталей, составляющих подуровень, равно $(2l+1)$.

Спиновое квантовое число m_s характеризует собственный магнитный момент электрона. Оно может иметь только 2 значения: $+1/2$ или $-1/2$ (условно).

Набором четырех квантовых чисел (n , l , m_l , m_s) можно полностью охарактеризовать состояние любого электрона в атоме.

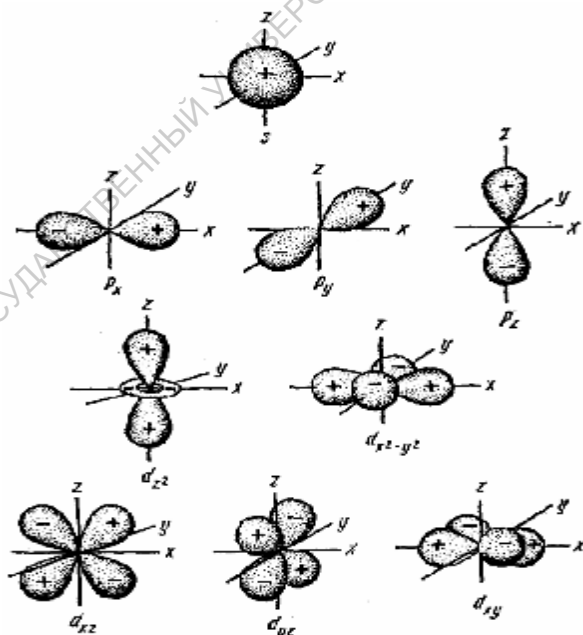


Рис.1. Форма s-,p- и d-орбиталей.

Распределение электронов в атомах элементов по АО определяется принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилами Хунда и Клечковского.

Принцип наименьшей энергии: последовательность размещения электронов по АО в невозбужденном атоме должна отвечать наибольшей связи их с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией.

Принцип Паули: в атоме не может быть двух или более электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел. Следствие: на одной орбитали могут находиться не более двух электронов с противоположными спинами. Следовательно, в s-состоянии (одна орбиталь) может быть лишь 2 электрона, в p-состоянии (три орбитали) – 6 электронов, в d-состоянии (пять орбиталей) – 10 электронов, в f-состоянии (семь орбиталей) – 14 электронов. Согласно принципу Паули, максимальное число электронов на уровне равно $2n^2$ (табл.1).

Правило Хунда: в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным.

$\Sigma m_s = 1\frac{1}{2}$	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center;">↑</td><td style="text-align: center;">↑</td><td style="text-align: center;">↑</td></tr></table>	↑	↑	↑	правильно
↑	↑	↑			
$\Sigma m_s = \frac{1}{2}$	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center;">↓</td><td style="text-align: center;">↑</td><td style="text-align: center;">↓</td></tr></table>	↓	↑	↓	неправильно
↓	↑	↓			
$\Sigma m_s = \frac{1}{2}$	<table border="1" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"><tr><td style="text-align: center;">↑↓</td><td style="text-align: center;">↑</td><td style="text-align: center;"> </td></tr></table>	↑↓	↑		неправильно
↑↓	↑				

Правила Клечковского: энергия электрона в основном определяется значением главного квантового числа n и орбитального l , таким образом, сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений $(n + l)$ является меньшей; если суммы значений $(n + l)$ равны, то сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Отсюда следует, что после 3p-подуровня заполняется 4s-подуровень ($n + l = 4 + 0 = 4$), затем 3d-подуровень ($n + l = 3 + 2 = 5$), 4p ($n + l = 4 + 1 = 5$) и 5s-подуровень ($n + l = 5 + 0 = 5$).

Согласно этим правилам, электроны заполняют уровни и подуровни в следующей последовательности:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p,$$

где s, p, d, f – энергетические подуровни, цифры впереди букв означают энергетический уровень, в котором находятся данные электроны.

Строение электронных оболочек атомов тесно связано с положением атомов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Существует большое число вариантов периодической таблицы химических элементов. Наиболее распространены клеточные варианты таблицы с короткими (восемь групп) и длинными (восемнадцать групп) периодами (Приложение 1). Элементы в таблице располагаются в порядке возрастания заряда ядра атома. Вертикальные ряды называются группами, а горизонтальные – периодами. *Период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных уровней.* При этом номер периода совпадает со значением главного квантового числа внешнего энергетического уровня. Длина периодов определяется максимальной емкостью уровней: $2n^2$. В зависимости от того, на какой энергетический уровень в атоме поступает последний электрон, элементы делятся на s-, p-, d- и f-элементы. У s- и p-элементов валентные электроны находятся на внешнем n-энергетическом уровне; у d-элементов – на s-подуровне внешнего энергетического уровня и предвнешнего (n-1) d-подуровня.

В малых периодах находятся только s- и p-элементы. В больших периодах между s-элементами и p-элементами внедряются 10 d-элементов, у которых электроны заполняют предвнешний d-подуровень. У всех d-элементов, независимо от номера группы, на внешнем уровне находится 2 электрона (или один электрон, если имеет место «провал» электрона). Явление «провала» электрона (электрон с подуровня ns «проваливается» на подуровень (n-1)d) можно объяснить

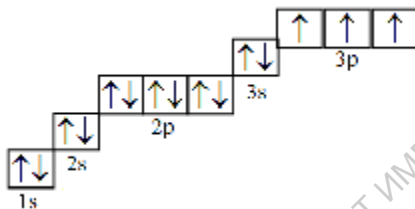
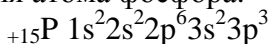
наибольшей устойчивостью наполовину или полностью заполненных d-подуровней. Например: Cr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.

В четвертом и пятом периодах располагаются соответственно 3d- и 4d-элементы. В шестом и седьмом периодах помимо 10 d-элементов располагаются еще по 14 f-элементов (лантаноиды и актиноиды). Между s- и p-элементами в шестом и седьмом периодах находятся по 24 переходных металла, соответственно (5d- и 4f-элементы) и (6d- и 5f-элементы).

В группы объединяют атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов. Каждая группа делится на две подгруппы: главную (s-, p-элементы) и побочную (d-, f-элементы). Подгруппа – это совокупность элементов, являющихся полными химическими аналогами. Электронными аналогами называются элементы, у которых валентные электроны описываются общей для всех элементов формулой. Например, галогены являются электронными аналогами, электронная конфигурация внешнего уровня $ns^2 np^5$.

На основании рассмотренных положений можно представить распределение электронов по уровням и подуровням в атомах любых элементов. Распределение электронов в атоме записывается в виде электронно-графических или электронных формул. Суммарное количество электронов на внешнем уровне у s- и p-элементов соответствует номеру группы, в которой находится элемент.

Например, для атома фосфора:



Периодическое изменение электронного строения атомов элементов является причиной периодического изменения химических свойств элементов, а также соединений, которые они образуют.

В настоящее время периодический закон Д.И. Менделеева формулируется следующим образом: *свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.*

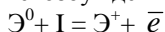
Таблица 1

Значения квантовых чисел и максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

квантовый				число подуровней в уровне	магнитное квантовое число m_l	число квантовых состояний (орбиталей) в подуровне $(2l+1)$	максимальное число электронов в подуровне $2(2l+1)$	максимальное число электронов в уровне $2n^2$
уровень		подуровень						
обозначение	главное квантовое число n	обозначение	орбитальное квантовое число l					
K	1	s	0	1	0	1	2	2
L	2	s p	0 1	2	0 -1,0,+1	1 3	2 6	8
M	3	s p d	0 1 2	3	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2	1 3 5	2 6 10	18
N	4	s p d f	0 1 2 3	4	0 -1,0,+1 -2,-1,0,+1,+2 -3,-2,-1,0,+1,+2,+3	1 3 5 7	2 6 10 14	32

Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена энергией ионизации атома и его сродством к электрону.

Энергия ионизации (I) - количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома



Характеризует *металлические*, восстановительные свойства элементов

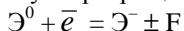
Общая закономерность

В периоде слева направо увеличивается

В группе сверху вниз уменьшается

Наиболее устойчивы подуровни, заполненные электронами полностью или наполовину

Сродство к электрону (F) - энергетический эффект процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион



Характеризует *неметаллические*, окислительные свойства элементов

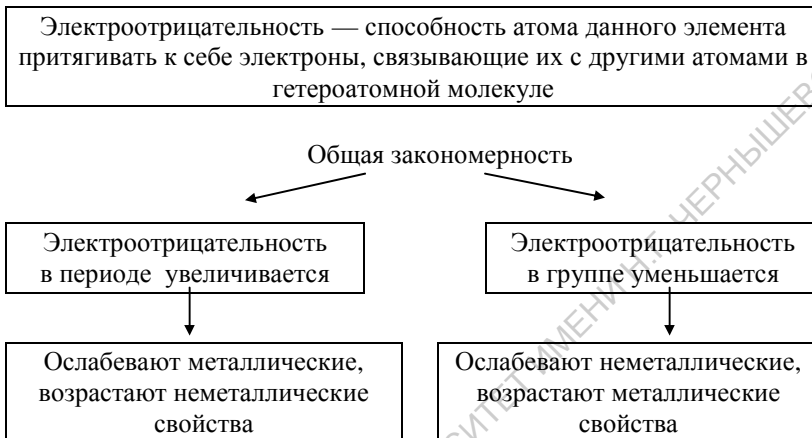
Общая закономерность

В периоде слева направо увеличивается

В группе сверху вниз уменьшается

Электроотрицательность является условным понятием, оно позволяет оценить способность атома данного элемента притягивать к себе электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле. Значения электротрицательности, полученные разными способами, не

совпадают. Однако общие тенденции в изменении электроотрицательности по периодической таблице совпадают. Изменение электроотрицательности по группам и периодам представлено ниже.



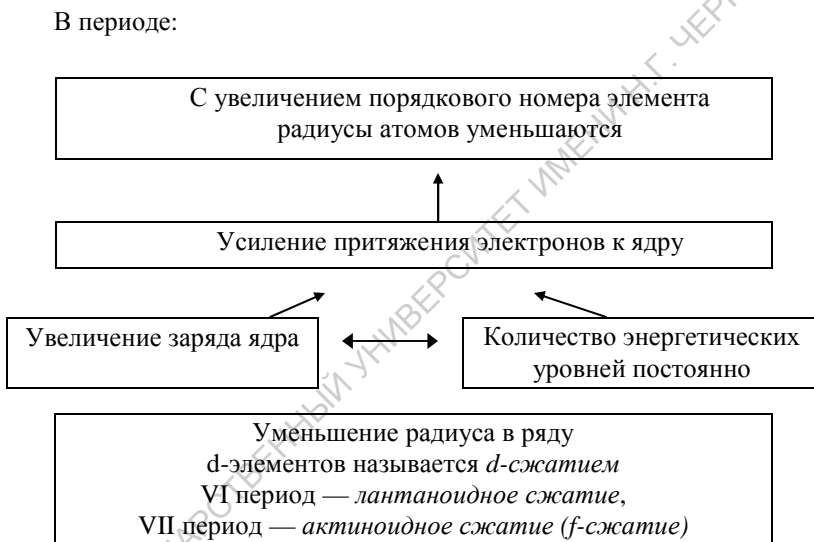
Радиусы атомов – условные величины, поскольку изолированный атом не имеет строго определенного размера из-за волновых свойств электронов. Атомный радиус определяют как полусумму соответствующих расстояний между ядрами соседних атомов в молекуле.

Атомные радиусы элементов в периоде слева направо уменьшаются. Объяснить это можно тем, что с увеличением заряда ядра увеличивается сила кулоновского притяжения электронов к ядру, которая преобладает над силами взаимного отталкивания электронов. Происходит сжатие электронной оболочки. Наиболее заметное уменьшение радиуса наблюдается для s- и p-элементов. В рядах d- и f-элементов радиусы изменяются более плавно вследствие заполнения электронами второй и третьей снаружи оболочки.

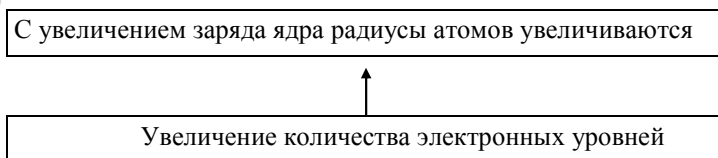
В главных подгруппах с увеличением номера периода (главного квантового числа) происходит заметное увеличение радиуса атома. Для элементов побочных

подгрупп изменение радиусов незначительное, а при переходе от пятого к шестому периоду радиусы атомов практически не изменяются. Это является следствием сжатия электронной оболочки в семействе лантаноидов, которое и компенсирует увеличение объема атома.

Общие закономерности изменения радиусов по периодам и группам можно представить следующим образом.



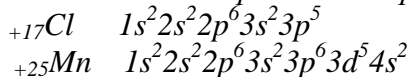
В группе:



Необходимо научиться с помощью периодической системы характеризовать химические свойства элементов. Рассмотрим несколько примеров.

Пример 1. Почему хлор и марганец помещают в одну группу, но в разные подгруппы?

Решение. *Запишем электронные конфигурации атомов:*



Валентные электроны хлора – $3s^2 3p^5$, а марганца – $3d^5 4s^2$. Таким образом, эти элементы не являются электронными аналогами и не должны располагаться в одной подгруппе. На валентных орбиталях атомов этих элементов находится одинаковое число электронов, равное 7. На этом основании оба элемента помещают в одну и ту же VII группу периодической системы, но в разные подгруппы: хлор – в главную, а марганец – в побочную.

Пример 2. Какими свойствами обладает элемент ${}_{87}\text{Fr}$?

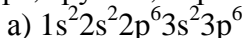
Решение. *Франций находится в I группе главной подгруппы. Следовательно, на внешнем энергетическом уровне его атома находится 1 электрон. Франций находится в VII периоде. В его атоме 7 энергетических уровней. Внешний, валентный электрон ($7s^1$) слабо притягивается к ядру, обеспечивая ему сильные металлические и восстановительные свойства.*

Пример 3. Дайте характеристику элемента ${}_{17}\text{Cl}$, исходя из положения в периодической системе.

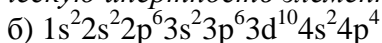
Решение. *Порядковый номер 17 означает, что атом содержит 17 электронов, заряд ядра +17. III период – 3 энергетических уровня. VII группа, главная подгруппа, поэтому на внешнем уровне $7\bar{e}$, неметалл. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, валентные электроны – $3s^2 3p^5$. Легко присоединяет один электрон, проявляя при этом сильные окислительные свойства. Невозбужденный атом хлора имеет электронную конфигурацию $\dots 3s^2 3p^5$ (один неспаренный электрон), валентность равна 1. Возбужденные атомы хлора $\dots 3s^2 3p^4 3d^1$ (три неспаренных*

электрона), ... $3s^23p^33d^2$ (пять неспаренных электронов), ... $3s^13p^33d^3$ (семь неспаренных электронов), проявляют валентность, соответственно, III, V, VII.

Пример 4. По электронной конфигурации атомов назовите элементы с указанием символа, порядкового номера, группы, периода, числа неспаренных электронов:

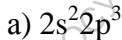


Решение. Данная запись соответствует элементу с порядковым номером 18, так как общее число электронов равно 18; элемент находится в III периоде, VIII группе, имеет 3 энергетических уровня, на последнем уровне имеется 2 завершённых подуровня (s^2p^6), такие конфигурации (конфигурации атомов благородных газов) обладают высокой устойчивостью и обеспечивают химическую инертность элемента Ar.

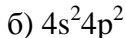


Решение. Данная электронная конфигурация соответствует элементу Se с порядковым номером 34; элемент находится в IV периоде, VI группе главной подгруппы (так как имеет 6 валентных электронов на s- и p-подуровнях, 2 из которых неспаренные).

Пример 5. Назовите элементы (с указанием символа, порядкового номера, группы и периода), атомы которых имеют следующие электронные конфигурации внешних уровней:



Решение. Полная электронная конфигурация атома: $1s^22s^22p^3$. Общее число электронов указывает на порядковый номер элемента 7. Это азот N, p-элемент, неметалл, находится во II периоде, в V группе, главной подгруппе.



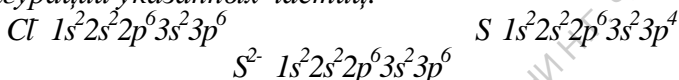
Решение. Элемент находится в 4 периоде, p-элемент, имеет 4 валентных электрона, расположен в IV группе, главной подгруппе. Это германий, порядковый номер 32.

Пример 6. Составьте электронную конфигурацию частицы Cl^- .

Решение. Атом хлора имеет порядковый номер 17, электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Частица Cl образуется, когда электронейтральный атом присоединяет один электрон на внешний энергетический уровень, что соответствует следующей записи: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Пример 7. Какие частицы являются изоэлектронными: Cl, S, S^{2-} ?

Решение. Изоэлектронными являются частицы, которые имеют одинаковое электронное строение (одинаковое число электронов). Запишем электронные конфигурации указанных частиц:



Из этого следует, что изоэлектронными являются частицы Cl и S^{2-} .

Пример 8. Какой атом в данном ряду имеет наибольшее значение энергии ионизации: K – Al – Br – I?

Решение. Среди указанных элементов наиболее сильный неметалл – бром, поэтому он имеет наибольшую энергию ионизации.

Пример 9. Какой атом имеет наибольшее значение сродства к электрону: Ca, P, Cl, Si?

Решение. Наибольшее значение сродства к электрону имеет атом, который проявляет наиболее ярко выраженные неметаллические свойства, т.е. атом хлора.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Определите порядковый номер $^{41}\text{Э}$, если в его ядре находится 20 нейтронов

2. Чему равна емкость энергетических уровней, для которых $n=2$, $n=3$?

3. Напишите электронную и электронно – графическую формулы атомов кальция и кобальта в основном состоянии.

4. Сколько электронных слоев и какое число электронов содержит атом с внешним электронным слоем $4s^2 4p^2$?

5. Что общего в основном электронном состоянии элементов VII группы?

6. Какой заряд должен быть у атома фосфора, чтобы быть изоэлектронным атому Cl^- ?

7. Объясните, почему сера и хром находятся в одной группе, но в разных подгруппах?

8. Какую информацию о месте элемента в периодической системе и его свойствах можно получить, зная порядковый номер элемента? Покажите это на примере элементов с порядковыми номерами 26 и 16.

9. Из двух элементов один образует ион Э^{2-} , а другой Э^{2+} . Оба иона имеют одинаковую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Определите период, группу, подгруппу и порядковый номер каждого элемента.

10. Как изменяются величины энергии ионизации по периоду и в группе?

11. Составьте ряд металлов в порядке возрастания химической активности, исходя из предложенных элементов: Ba, Cu, Be, Al.

12. Какой из элементов имеет наибольшее сродство к электрону Cl или I?

ГЛАВА 2

Основные классы неорганических соединений

*Оксиды, кислоты, основания, соли.
Классификация, номенклатура, химические
свойства, получение. Генетическая связь
между классами неорганических соединений.*

Все многообразие неорганических соединений позволяет разделить их по составу и свойствам на несколько классов. Представители каждого из них имеют общие черты состава, общие свойства и поэтому связаны друг с другом по принадлежности к данному классу. Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, кислоты, основания и соли.

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2. Почти все химические элементы образуют оксиды.

Согласно международной номенклатуре, разработанной Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) названия оксидов образуются от латинского корня названия кислорода (oxugenium) с окончанием - ид и русского названия элемента в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия:

H_2O - оксид водорода, FeO - оксид железа (II),
 P_2O_5 - оксид фосфора (V), Fe_2O_3 - оксид железа (III)

Иногда степень окисления не указывают, а к слову "оксид" добавляют приставку, соответствующую греческому числительному, обозначающему число атомов кислорода в формуле (моно-, ди- и т.д.). Употребляется также исторически сложившиеся эмпирические названия оксидов, а в случае ангидридов кислот - еще и названия, показывающие, ангидридом какой кислоты является данный оксид. Для оксида углерода – CO_2 употребляются следующие названия:

оксид углерода (IV), диоксид углерода, углекислый газ, ангидрид угольной кислоты.

Особую группу кислородных соединений элементов составляют пероксиды. Обычно их рассматривают как соли пероксида водорода H_2O_2 . У пероксидов атомы кислорода химически связаны не только с атомами других элементов, но и между собой (образуют пероксидную группу $-O-O-$): Na_2O_2 - пероксид натрия, BaO_2 - пероксид бария.

Оксиды делятся на *солеобразующие* (обладающие способностью образовывать соли) и *несолеобразующие* (безразличные) CO , N_2O , NO , SiO – не проявляют ни основных, ни кислотных свойств и не образуют солей.

По химическим свойствам *солеобразующие* оксиды делятся на три группы. *Основные оксиды* образуют металлы в низших степенях окисления, им соответствуют основания. *Кислотные оксиды* образуют неметаллы и переходные металлы в высших степенях окисления, им соответствуют кислоты. *Амфотерные* оксиды в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами (их образуют некоторые металлы – Al , Zn , Cr (III) и др.).

Оксиды и соответствующие им гидроксиды

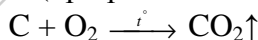
основные	Кислотные	амфотерные
$Li_2O - LiOH$	$CO_2 - H_2CO_3$	$ZnO - Zn(OH)_2$
$CaO - Ca(OH)_2$	$P_2O_5 - H_3PO_4$	$Al_2O_3 - Al(OH)_3$
$FeO - Fe(OH)_2$	$SO_2 - H_2SO_3$	$Cr_2O_3 - Cr(OH)_3$
$MnO - Mn(OH)_2$	$Mn_2O_7 - HMnO_4$	$Fe_2O_3 - Fe(OH)_3$

Химические свойства оксидов обусловлены их отношением к воде, кислотам и основаниям:

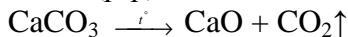
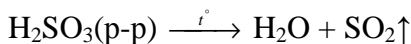
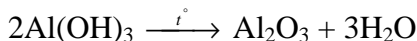
Основной оксид	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ (в воде растворимы оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотный оксид	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ (в воде растворимы все кислотные оксиды за исключением SiO_2) $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$ $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерный оксид	все амфотерные оксиды нерастворимы в воде $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Способы получения оксидов различны. Основными являются следующие:

1. Непосредственное взаимодействие простого вещества с кислородом (при различных условиях):



2. Разложение при нагревании кислородных соединений - гидроксидов (оснований, кислот), карбонатов, нитратов:

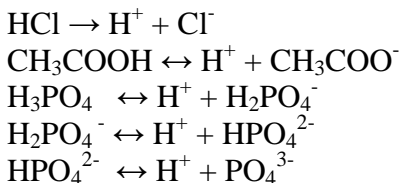


3. Если ангидриду соответствует непрочная кислота и основному оксиду - непрочное основание, то возможно получить оксид действием более сильных кислот и щелочей на соответствующую соль:

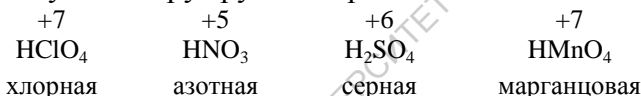




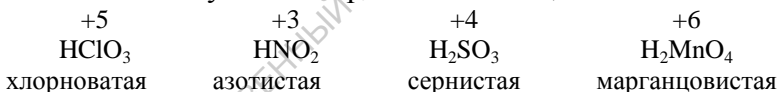
Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода:



Номенклатура кислот. Названия кислородсодержащих кислот образуются от названия неметалла с прибавлением окончаний *-ная*, *-вая*, если степень окисления его соответствует номеру группы периодической системы:



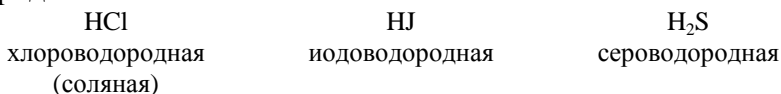
По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: *-оватая*, *-истая*:



Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородсодержащих кислот, то к названию кислоты с меньшим содержанием кислородных атомов добавляется префикс "мета", при наибольшем числе - префикс "орто":



Названия бескислородных кислот производятся от названия неметалла с окончанием "о" и прибавлением слова водородная:



Все кислоты классифицируются по составу, основности (по числу ионов водорода, образующихся при электролитической диссоциации) и силе (по константе диссоциации кислот) (Приложение 2):

по составу	кислородсодержащие: H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , H_4SiO_4
	Бескислородные: HCl , HBr , HI , H_2S
по основности	одноосновные: HNO_3 , HCl , CH_3COOH
	двухосновные: H_2SO_4 , H_2S , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
	трехосновные: H_3PO_4
по силе	сильные: HI , HBr , HCl , HNO_3 , H_2SO_4
	средней силы: H_3PO_4 , H_2F_2 , H_2SO_3 , HNO_2 , HCOOH
	слабые: H_2CO_3 , H_2S , H_4SiO_4 , CH_3COOH

Названия наиболее применяемых в химической практике кислот и соответствующих солей приведены в таблице 2.

При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорные), жидкими (серная) или растворами газов в воде (соляная).

Химические свойства кислот обусловлены ионами водорода H^+ (H_3O^+ - гидроксония), образующимися в растворе. Растворы кислот имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани.

1. Диссоциация в воде на ионы :

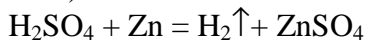
кислота + $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ анион + H_3O^+ (ион гидроксония: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$)

$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$

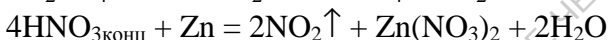
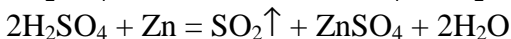
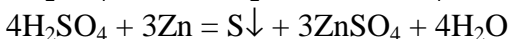
2. Изменение цвета индикатора:

кислота +	лакмус	}	фиолетовый \rightarrow красный
	фенолфталеин		бесцветный
	метилоранж		оранжевый \rightarrow розовый

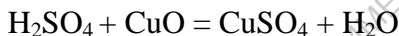
3. Кислота _{разб.} + металл = H₂ + соль (кроме HNO₃)
С выделением водорода взаимодействуют металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода (Приложение 3):



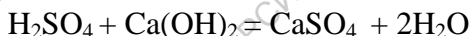
4. Кислота (H₂SO₄ конц., HNO₃ любой конц.) + металл
→ продукты восстановления аниона кислоты + соль металла:



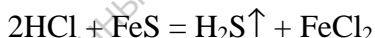
5. Кислота + основной оксид → соль + H₂O:



6. Кислота + основание → соль + H₂O (реакция
нейтрализации):

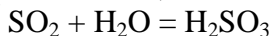


7. Кислота + соль более слабой кислоты → слабая
кислота + соль (сильные кислоты вытесняют слабые из их
солей):

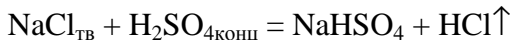


Основные способы *получения кислот* в лаборатории:

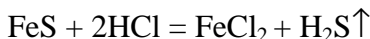
1. Растворение кислотного оксида в воде (кислотные
оксиды растворимы в воде, за исключением SiO₂):



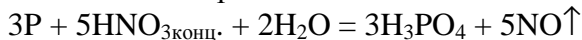
2. Вытеснение летучих кислот из их солей менее
летучими кислотами:



3. Вытеснение слабых кислот из их солей сильными
кислотами:

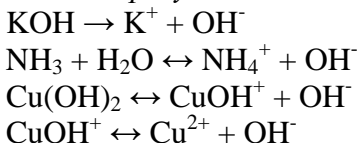


4. Окисление неметаллов различными окислителями:



Способы получения кислот, имеющих наибольшее значение в промышленности, более подробно изложены в учебнике.

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы:



Номенклатура оснований. Названия оснований составляются из слова гидроксид и названия металла в родительном падеже. Если элемент образует несколько оснований, то степень его окисления указывается римской цифрой в скобках:

NaOH	Ca(OH) ₂	Fe(OH) ₂	Fe(OH) ₃
гидроксид	гидроксид	гидроксид	гидроксид
натрия	кальция	железа (II)	железа (III)

Сильные основания, растворимые в воде, называются щелочами: KOH, NaOH, Ba(OH)₂. Традиционные русские названия некоторых оснований:

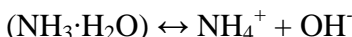
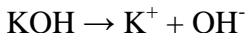
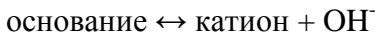
NaOH	KOH	Ca(OH) ₂
едкий натр	едкое кали	гашеная известь (тв.)
		известковая вода (в растворе)

Основания классифицируются по кислотности (по числу гидроксильных групп, образующихся при электролитической диссоциации) и по силе (по величине константы диссоциации):

	однокислотные: NaOH, KOH
по кислотности	двухкислотные: Ca(OH) ₂ , Fe(OH) ₂
	трехкислотные: Fe(OH) ₃ , Cr(OH) ₃
	сильные: NaOH, KOH
по силе	средние: Mg(OH) ₂
	слабые: (NH ₃ ·H ₂ O)

Химические свойства оснований обусловлены гидроксид-ионами OH^- , образующимися в растворе. Растворы щелочей мылкие на ощупь, разъедают кожу и ткани.

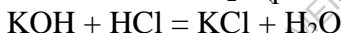
1. Диссоциация в воде на ионы:



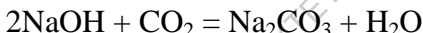
2. Изменение цвета индикатора:



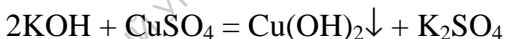
3. Основание + кислота \rightarrow соль + H_2O (реакция нейтрализации):



4. Основание + кислотный оксид \rightarrow соль + H_2O

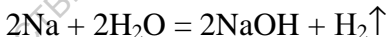


5. Растворимое основание + соль металла, образующего нерастворимое основание = нерастворимое основание + новая соль

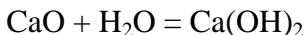


Получение оснований в лаборатории:

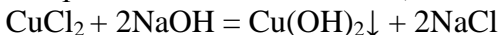
1. Растворение активного металла в воде:



2. Взаимодействие основного оксида с водой:



3. Действие щелочи на растворы солей (способ получения нерастворимого в воде основания):



Промышленные способы получения оснований изложены в учебнике.

Амфотерные гидроксиды - гидроксиды, которые при электролитической диссоциации образуют одновременно и катионы водорода и гидроксид-ионы: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

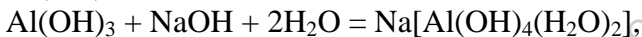
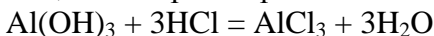
Таблица 2

Названия кислот и соответствующих солей

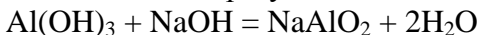
Кислота	Формула	Анион	Название соли	Примеры солей
1	2	3	4	5
Фтороводородная (плавиковая)	HF	F ⁻	фторид	NaF
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl ⁻	хлорид	NaCl
Бромоводородная	HBr	Br ⁻	бромид	NaBr
Иодоводородная	HI	I ⁻	иодид	NaI
Хлорная	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	перхлорат	NaClO ₄
Хлорноватая	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	хлорат	NaClO ₃
Хлористая	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	хлорит	NaClO ₂
Хлорноватистая	HClO	ClO ⁻	гипохлорит	NaClO
Азотная	HNO ₃	NO ₃ ⁻	нитрат	NaNO ₃
Азотистая	HNO ₂	NO ₂ ⁻	нитрит	NaNO ₂
Сероводородная	H ₂ S	HS ⁻	гидросульфид	NaHS
		S ²⁻	сульфид	Na ₂ S
Серная	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	гидросульфат	NaHSO ₄
		SO ₄ ²⁻	сульфат	Na ₂ SO ₄
Сернистая	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	гидросульфит	NaHSO ₃
		SO ₃ ²⁻	сульфит	Na ₂ SO ₃
Угльная	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	гидрокарбонат	NaHCO ₃
		CO ₃ ²⁻	карбонат	Na ₂ CO ₃
Ортофосфорная (фосфорная)	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	дигидрофосфат	NaH ₂ PO ₄
		HPO ₄ ²⁻	гидрофосфат	Na ₂ HPO ₄
		PO ₄ ³⁻	фосфат	Na ₃ PO ₄
Ортокремневая (кремневая)	H ₄ SiO ₄	H ₃ SiO ₄ ⁻	тригидросиликат	NaH ₃ SiO ₄
Марганцовая	HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	перманганат	NaMnO ₄
Хромовая	H ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	хромат	Na ₂ CrO ₄
Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ₂ O ₇ ²⁻	дихромат	Na ₂ Cr ₂ O ₇
Муравьиная	HCOOH	HCOO ⁻	формиат	HCOONa
Уксусная	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	ацетат	CH ₃ COONa
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	$\begin{array}{c} \\ \text{COO}^- \\ \\ \text{COO}^- \end{array}$	оксалат	K ₂ C ₂ O ₄



комплексный ион - диакватетрагидроксиалюминат-ион
 Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей:



при сплавлении со щелочью образуется метаалюминат:

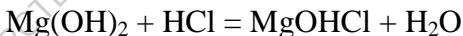
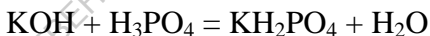
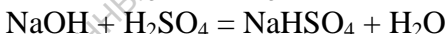
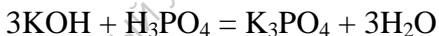
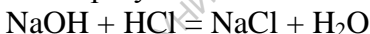


Соли – продукты замещения атомов водорода кислоты на металл или гидроксо-групп основания на кислотный остаток.

Классификация солей. Соли по составу делятся на:

средние	кислые	основные	двойные	комплексные
Na_2SO_4	NaHSO_4	MgOHCl	$\text{KAl(SO}_4)_2$	$\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$

При полном замещении атома водорода на металл в кислоте образуются средние соли, при неполном – кислые соли. При неполном замещении гидроксогрупп основания на кислотный остаток образуются основные соли.



Номенклатура солей. Названия средних солей состоят из двух слов: названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном падеже. Если металл проявляет различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой.

KNO_3	NH_4Cl	FeSO_4	FeCl_3
нитрат	хлорид	сульфат	Хлорид
калия	аммония	железа (II)	железа (III)

Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки "гидро" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:



гидрофосфат натрия



дигидрофосфат натрия

Названия основных солей образуются добавлением к аниону приставки "гидроксо" -, а если необходимо, то с соответствующими числительными:



гидрокосульфат алюминия

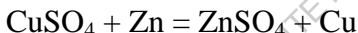


дигидроксохлорид алюминия

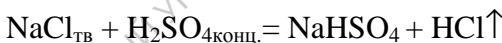
Соли являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые (Приложение 4).

Химические свойства солей:

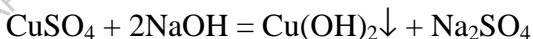
1. Соль + металл \rightarrow новая соль + новый металл,
более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:



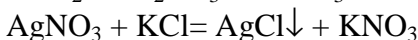
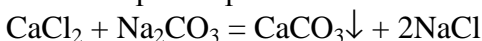
2. Соль + кислота \rightarrow новая соль + новая кислота,
где кислота более сильная, чем анион кислоты, входящий в состав исходной соли:



3. Соль + щелочь \rightarrow новое нерастворимое основание + новая соль:

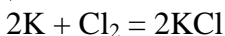


4. Соль + соль \rightarrow нерастворимая соль + новая соль:

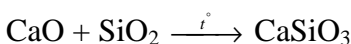


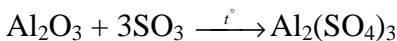
Получение солей:

1. Взаимодействие металла с неметаллом:

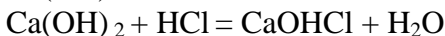
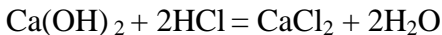
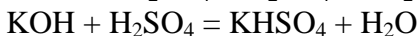
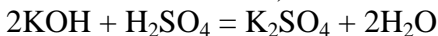


2. Взаимодействие основного (амфотерного) оксида с кислотным:

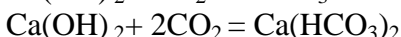
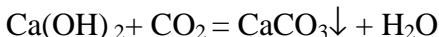




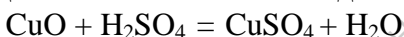
3. Взаимодействие основания и кислоты (кислые соли образуют двух- и более основные кислоты, а основные соли – двух- и трехкислотные основания):



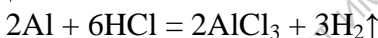
4. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:



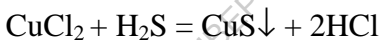
5. Взаимодействие основного оксида с кислотой:



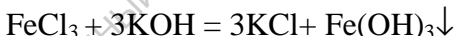
6. Взаимодействие активного металла с кислотой:



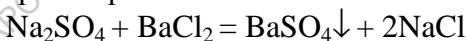
7. Взаимодействие соли с кислотой, с образованием нерастворимой соли:



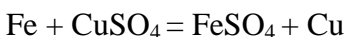
8. Взаимодействие соли со щелочью, с образованием нерастворимого основания:



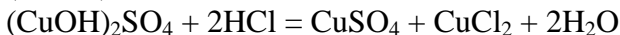
9. Взаимодействие двух различных солей с образованием нерастворимой соли:



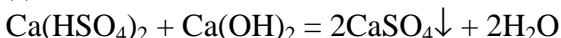
10. Взаимодействие активного металла с солью менее активного металла:



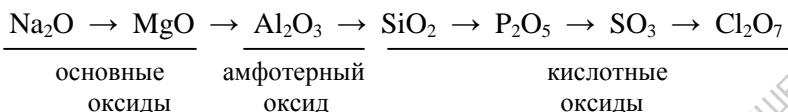
11. Взаимодействие основной соли с кислотой:



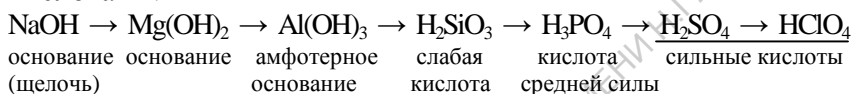
12. Взаимодействие кислой соли с основанием:



Свойства оксидов, кислот, оснований во многом определяются природой образующих их элементов, их положением в периодической таблице. Так характер высших оксидов элементов в пределах одного периода изменяется от основного через амфотерный к кислотному:



Аналогично для элементов одного периода основания через амфотерный гидроксид сменяются все более сильными кислотами:



Между простыми веществами, оксидами, кислотами, основаниями и солями существует *генетическая* связь, а именно – возможность взаимного перехода.

Единство и многообразие химических веществ наиболее ярко проявляются в *генетической* связи веществ, которая отражается в *генетических* рядах.

Отметим наиболее характерные признаки таких рядов:

1. Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом.
2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам, т.е. отражать разные формы его существования.
3. Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями.

По этому признаку различают полные и неполные генетические ряды:

- неполный генетический ряд: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$

- полный генетический ряд: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow \text{Cl}_2$

Генетическим называют ряд веществ – представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и

отражающих общность происхождения этих веществ или их *генезис*. Рассмотрим три разновидности генетических рядов:

1. Генетический ряд металлов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которых положен один и тот же металл. Например: $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO$. В общем виде такой ряд можно представить следующим образом: *металл* \rightarrow *основной оксид* \rightarrow *основание (щелочь)* \rightarrow *соль* \rightarrow *оксид*.

Генетический ряд металлов, которым соответствует нерастворимое основание, богаче генетическими связями, т.к. полнее отражает взаимные превращения. Например: $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$. В общем виде этот ряд можно представить следующим образом: *металл* \rightarrow *основной оксид* \rightarrow *соль* \rightarrow *основание* \rightarrow *основной оксид* \rightarrow *металл*.

Наиболее богат ряд металла, у которого проявляются разные степени окисления. В качестве примера рассмотрим генетический ряд железа со степенями окисления +2 и +3:

$Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$

2. Генетический ряд неметаллов. Здесь также можно выделить две разновидности. Генетический ряд неметаллов, которому в качестве гидроксида соответствует растворимая кислота, можно выразить в виде следующей цепочки превращений: *неметалл* \rightarrow *кислотный оксид* \rightarrow *кислота* \rightarrow *соль*

Например: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow BaSO_3$

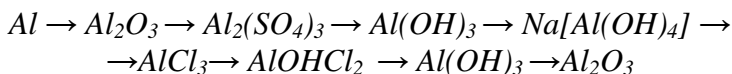
Генетический ряд неметаллов, которому соответствует нерастворимая кислота, можно представить следующим образом: *неметалл* \rightarrow *кислотный оксид* \rightarrow *соль* \rightarrow *кислота* \rightarrow *кислотный оксид* \rightarrow *неметалл*

Например: $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si$

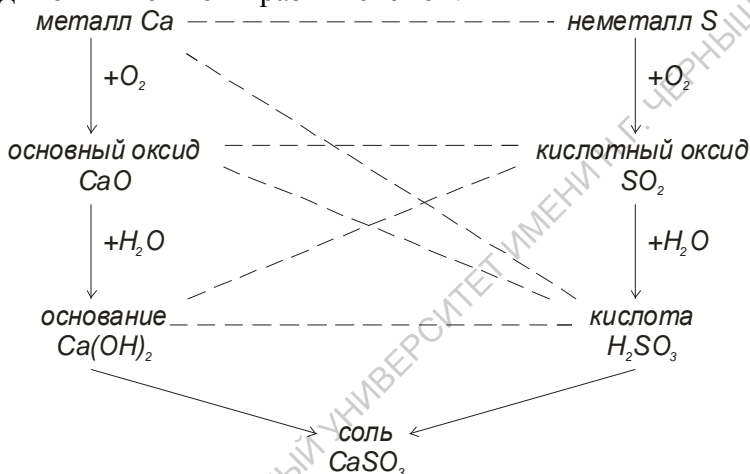
Более богат ряд неметалла с разными степенями окисления, например, генетический ряд серы:

$S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow S \rightarrow H_2S$

3. Генетический ряд металла, которому соответствует амфотерные оксид и гидроксид, очень богат связями, т.к. они проявляют в зависимости от условий то свойства кислоты, то свойства основания:

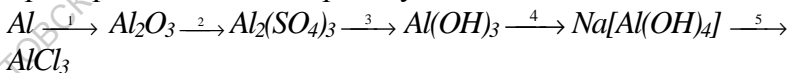


Генетическую связь между классами неорганических соединений можно выразить схемой:



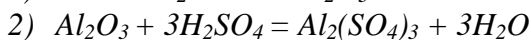
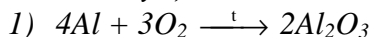
Стрелки – генетические связи в рядах; пунктирные линии – связи между членами разных рядов.

Генетическая связь – понятие более общее, чем генетический ряд, который является частным проявлением этой связи. Генетическая связь реализуется при любых взаимных превращениях веществ. Рассмотрим в качестве примера генетический ряд с участием алюминия:



Решение:

Составим уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить данные превращения:

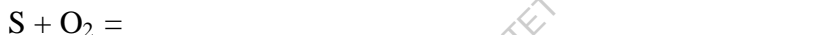


- или $Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3$
- 3) $Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH_{(нед.)} = 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$
- 4) $Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$
- 5) $Na[Al(OH)_4] + 4HCl = AlCl_3 + NaCl + 4H_2O$

Работа 1. Основные классы неорганических соединений

Опыт 1. *Получение кислотных оксидов (тяга!)*

Налейте в термостойкий стакан 15-20 мл дистиллированной воды и внесите в него в ложке для сжигания горящую серу. По окончании горения закройте стакан покровным стеклом, а содержимое перемешайте и добавьте несколько капель индикатора – фиолетового лакмуса. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



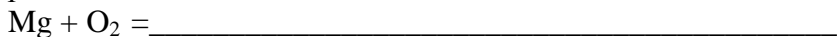
Наблюдения: _____

Вывод: _____

(каким образом подтверждается кислотность SO_2 ?)

Опыт 2. *Получение основных оксидов*

а) Налейте в термостойкий стакан 15-20 мл дистиллированной воды и внесите в него в ложке для сжигания горящий магний. По окончании горения растворите полученное вещество в воде и добавьте несколько капель фенолфталеина. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(каким образом подтверждается основность MgO?)

б) Поместите в сухую пробирку небольшое количество гидрокарбоната меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (малахит), закрепите в пробиркодержателе и нагрейте. Докажите выделение углекислого газа. Напишите уравнение реакции и отметьте ваши наблюдения:

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 =$ _____

$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ _____

Наблюдения: _____

Вывод: _____

(на основании проделанных опытов сделайте вывод о характере полученных оксидов и способах их получения)

Опыт 3. Окраска индикаторов в зависимости от среды раствора

Налейте в одну пробирку дистиллированной воды, в другую – кислоты, в третью – щелочь. В каждую добавьте фиолетовый лакмус. Повторите аналогичный эксперимент с метилоранжем и фенолфталеином. Результат опыта занесите в таблицу.

Индикатор	Окраска индикатора		
	Среда		
	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

Опыт 4. Амфотерные гидроксиды

Налейте в одну пробирку раствор соли цинка, в другую – соли хрома (III). В каждую пробирку осторожно *по каплям* при перемешивании прибавьте раствор щелочи до появления студенистого осадка. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций:



Наблюдения: _____

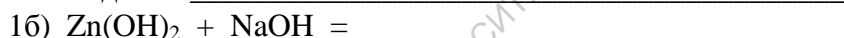


Наблюдения: _____

Каждый осадок разделите на две части и к одной из них добавьте раствор кислоты, а к другой – избыток раствора щелочи. Напишите уравнения реакций и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____



Наблюдения: _____

Вывод: _____

(сделайте вывод о характере полученных гидроксидов)

Опыт 5. Получение средней и кислой соли

Налейте в пробирку раствор гидроксида кальция (известковая вода) и пропустите углекислый газ из аппарата Киппа до образования осадка. Напишите уравнение реакции образования средней соли:



Наблюдения: _____

Полученный осадок нагрейте, запишите свои наблюдения:

Вывод: _____

(какие основания способны к образованию основных солей и каковы условия их получения?)

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и HCl

в) NaCl и AgNO_3

б) CaCl_2 и Na_2CO_3

г) KCl и NaNO_3

Укажите какие комбинации невозможны и почему?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов:

а) P_2O_5

в) N_2O_5

д) SO_2

б) CO_2

г) NO_2

е) SiO_2

Напишите уравнения реакций и назовите образующиеся кислоты.

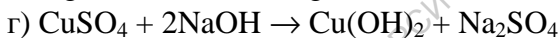
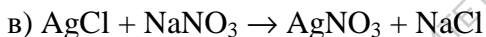
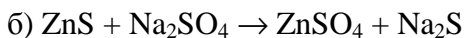
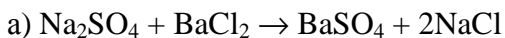
3. Соляная кислота может реагировать с каждым веществом ряда:

- а) N_2O_5 , $Zn(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ в) SO_2 , H_2SO_4 , CuO
б) CaO , $AgNO_3$, KOH г) Al_2O_3 , CO , $Ba(OH)_2$

Составьте уравнения реакций.

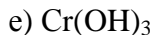
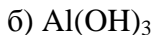
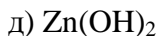
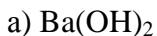
4. Приведите уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$:

8. Можно ли осуществить в растворах указанные ниже реакции:



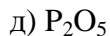
Дайте мотивированный ответ.

9. Какие из указанных оснований могут образовывать основные соли?:

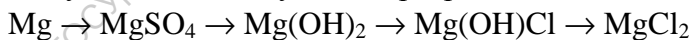


Составьте уравнения реакций и назовите полученные соли.

10. Напишите уравнения реакций, доказывающие кислотный характер оксидов:



11. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



12. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящие к образованию следующих солей:

а) $(\text{AlOH})\text{SO}_4$ в) KCl д) K_2CO_3 ж) NaH_2PO_4

б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ г) KHCO_3 е) NaNO_3 з) Na_2HPO_4

Назовите каждую из полученных солей, к какому типу солей они относятся.

13. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи:

а) HCl в) NO_2 д) Cl_2

б) H_2S г) N_2 е) CH_4

Напишите уравнения соответствующих реакций.

14. Составьте уравнения реакций с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



15. Вещества формулы которых $Ba(HCO_3)_2$, Na_2S , $ZnCl_2$, $(FeOH)NO_3$, $CaCO_3$, относятся к классу:

а) оксидов

в) оснований

б) солей

г) кислот

Назовите эти соединения.

16. При прокаливании гидроксокарбоната меди (II) (малахита) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ образуются:

- а) $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$ и CO_2 в) CuO и CO_2
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CO_2 г) CuO , CO_2 и H_2O

17. Основные свойства проявляют все вещества ряда:

- а) Cr_2O_3 , N_2O , KOH в) MgO , NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$
б) LiOH , ZnO , SO_3 г) CO , N_2O_3 , Na_2O

Составьте уравнения реакций, подтверждающие основные свойства выбранных соединений.

18. К кислотным оксидам относится ряд веществ:

- а) NO , ZnO , CO_2 в) P_2O_5 , SO_3 , CO_2
б) K_2O , CO , Al_2O_3 г) Cr_2O_3 , NO_2 , SiO_2

Составьте уравнения реакций, подтверждающие кислотные свойства этих оксидов.

19. К кислотам относятся вещества ряда :

- а) $ZnCl_2$, $NaHCO_3$, H_2CO_3 в) HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4
б) $CuSO_4$, $NaOH$, CaO г) $MgCl_2$, $Ca(OH)_2$, HCl

Назовите эти кислоты, напишите формулы оксидов, являющиеся ангидридами этих кислот.

20. Составьте уравнения реакций получения хлорида магния:

- а) действием кислоты на металл
б) действием кислоты на основание
в) действием соли на соль

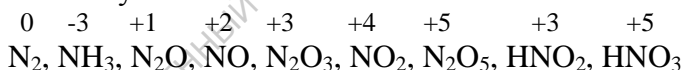
ГЛАВА 3

Окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления, окисление, восстановление, окислители, восстановители. Составление реакций окисления-восстановления. Метод электронного баланса. Типы окислительно-восстановительных реакций. Направление окислительно-восстановительных реакций.

Степень окисления элемента – условный заряд атома, возникающий за счёт отдачи или присоединения электронов в ионных соединениях или за счёт оттягивания электронных пар к более электроотрицательному атому в соединениях с ковалентной полярной связью.

В молекулах сложных веществ некоторые элементы имеют постоянную степень окисления. Для большинства элементов характерны переменные степени окисления, различающиеся как знаком, так и значением в зависимости от состава молекулы:



Для отличия обозначения степени окисления от заряда иона в первом случае знак ставится перед цифрой, во втором после цифры.

Необходимо учитывать, что:

- степень окисления атома (молекулы) в свободном состоянии равна нулю (0);
- алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле сложного соединения равна нулю (0);
- щелочные металлы во всех соединениях имеют степень окисления +1, щелочно-земельные металлы +2, алюминий +3, цинк +2;
- степень окисления фтора в соединениях равна –1;

- кислород в соединениях проявляет степень окисления равную -2 (кроме пероксидов, например, Na_2O_2 ; фторида кислорода OF_2);

- водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1, а с металлами -1 (CaH_2 , NaH).

Высшая степень окисления элемента равна номеру группы, в которой находится элемент. Минимальная степень окисления металлов равна нулю, неметаллов - (N-8), где N – номер группы, в которой находится элемент. Степени окисления закономерно изменяются при переходе от одного элемента к другому в периодической системе. В периодах высшая степень окисления увеличивается. В главных подгруппах при переходе от элементов сверху вниз обычно становятся более устойчивыми низшие степени окисления; в побочных подгруппах, наоборот, устойчивы более высокие степени окисления.

Определение степени окисления элемента в какой-либо молекуле сводится к простой арифметической операции, т.к. сумма всех степеней окисления атомов всех элементов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Алгоритм вычисления неизвестной степени окисления элемента в молекуле сводится к следующему:

- обозначить известные степени окисления элементов;
- устно (письменно) составить уравнение суммы степеней окисления всех элементов, входящих в состав молекулы, учитывая число атомов каждого элемента;
- определить неизвестную степень окисления, решив уравнение.

Пример: Определить степень окисления марганца в соединении KMnO_4 .



$$\text{Решение: } \text{KMnO}_4 \quad +1 + x + 4(-2) = 0 \quad x = +8 - 1 = +7$$

Степень окисления элемента в ионе определяется с учетом заряда иона.

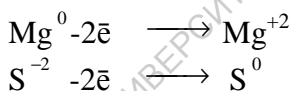
Пример: Определить степень окисления азота в ионе NO_3^- .

$$\text{Решение: } (\text{NO}_3)^{-2} \quad x + 3(-2) = -1 \quad x = -1 + 6 = +5$$

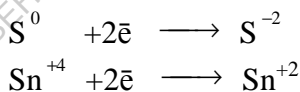
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, которые протекают с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления. Эти два процесса протекают одновременно: одни атомы, молекулы или ионы окисляются, другие восстанавливаются.

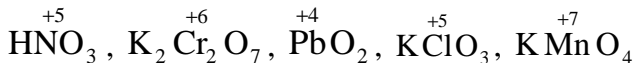
Окисление – процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов, при этом степень окисления элемента повышается:



Восстановление – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, при этом степень окисления элемента понижается:

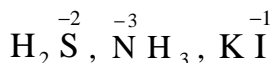


Окислителями являются атомы, молекулы или ионы, которые принимают электроны, восстанавливаются. Соединения, в состав которых входят элементы в максимальной степени окисления, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей:

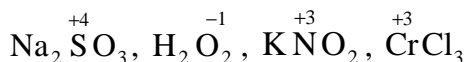


Восстановителями являются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, окисляются. Соединения, содержащие элементы в минимальных степенях

окисления выступают только в качестве восстановителей, например:



Вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны проявлять окислительно-восстановительную двойственность:



Электронные уравнения отражают процессы окисления восстановителя и восстановления окислителя. В электронном уравнении на основании изменения степени окисления элемента необходимо указать количество участвующих в процессе электронов и направление их перехода. При этом необходимо учитывать:

– отдача электронов приводит к повышению степени окисления элемента;

– отдача электронов нейтральным атомом приводит к возникновению положительной степени окисления;

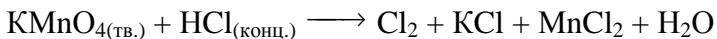
– присоединение электронов приводит к понижению степени окисления элемента;

– присоединение электронов нейтральным атомом приводит к возникновению отрицательной степени окисления.

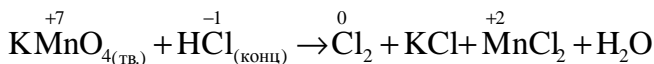
Рассмотрим порядок составления уравнения окислительно-восстановительной реакции с помощью широко применяемого *метода электронного баланса*.

Основное правило метода электронного баланса: *число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем*. Рассмотрим алгоритм составления окислительно-восстановительных реакций:

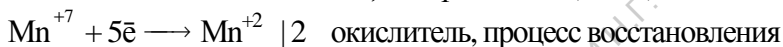
1. Составим схему реакции – запишем формулы исходных веществ и продуктов реакции:



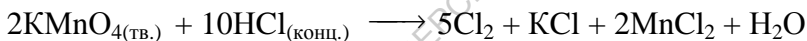
2. Определим степени окисления элементов, изменившиеся в процессе реакции:



3. Составим электронные уравнения, отражающие процессы окисления восстановителя и восстановления окислителя. На основании правила электронного баланса вводим дополнительные множители для восстановителя и окислителя. Эти множители подбираются по правилу нахождения *наименьшего общего кратного* (НОК):



4. Найденные коэффициенты расставляем в левой и правой части уравнения реакции перед соответствующими веществами (восстановителем и окислителем):

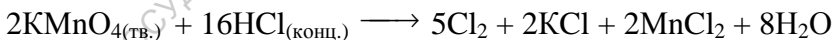


5. Уравняем по металлу, не изменившему степень окисления.

6. Уравняем по неметаллу кислотного остатка.

7. Уравняем по водороду.

8. Проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения и запишем уравнение окислительно-восстановительной реакции с учетом коэффициентов:



Рассмотрим несколько примеров составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Пример 1. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата железа (II) с перманганатом калия в кислой среде и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Решение.

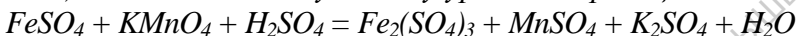
1) *Запишем формулы исходных реагентов:*



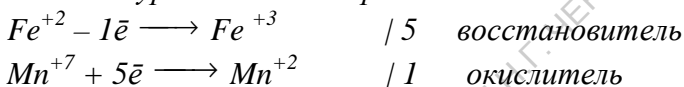
2) Железо в степени окисления +2 проявляет только восстановительные свойства, следовательно, продукт реакции – $Fe_2(SO_4)_3$ с учетом того, что среда обусловлена присутствием серной кислоты.

3) Марганец в степени окисления +7 проявляет свойства окислителя, продукт реакции – $MnSO_4$, так как среда раствора обусловлена присутствием серной кислоты.

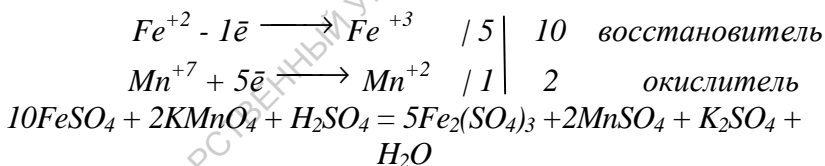
4) Записываем полную схему уравнения реакции:



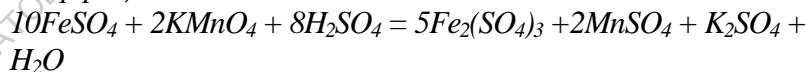
5) Составляем уравнение электронного баланса:



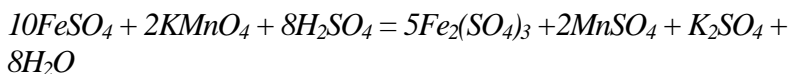
6) С учетом уравнения электронного баланса, необходимо расставить коэффициенты в уравнение реакции. Однако, продуктом реакции является вещество $Fe_2(SO_4)_3$, содержащее 2 атома железа, поэтому необходимо коэффициенты в уравнении электронного баланса удвоить, как для окислителя, так и для восстановителя:



7) Общее число сульфат-ионов в правой части уравнения составляет $5 \cdot 3 + 2 + 1 = 18$, в левой части уравнения, с учетом коэффициента перед восстановителем (10), тогда необходимо перед формулой H_2SO_4 ввести коэффициент 8:



8) Сравнивая число атомов водорода в левой и правой частях уравнения, вводим коэффициент 8 перед формулой воды:

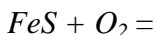


9) Проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Пример 2. Напишите уравнение реакции обжига сульфида железа (II) и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Решение.

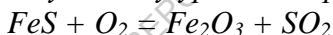
1) Записываем формулы исходных реагентов:



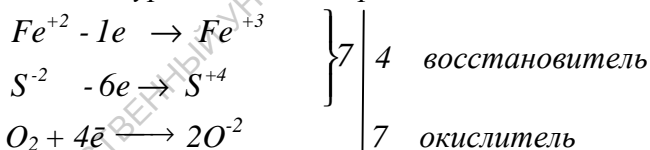
2) Железо в степени окисления +2 проявляет только восстановительные свойства, следовательно, продукт реакции – Fe_2O_3 ;

3) Сера в степени окисления -2 проявляет свойства восстановителя, продукт реакции – SO_2 , а кислород в свободном виде – свойства окислителя.

4) Записываем полную схему уравнения реакции:



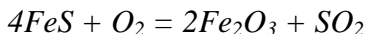
5) Составляем уравнение электронного баланса:



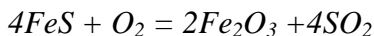
В реакции принимают участия 2 восстановителя, поэтому общее число отданных электронов равно 7.

б) с учетом уравнения электронного баланса, необходимо расставить коэффициенты в уравнение реакции.

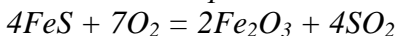
Однако, продуктом реакции является вещество Fe_2O_3 , содержащее 2 атома железа, поэтому коэффициент перед FeS равен 4, а перед Fe_2O_3 – 2:



Число атомов серы в исходном веществе и продукте реакции должно быть одинаково, поэтому в правой части уравнения коэффициент 4 вводим перед формулой SO_2 :



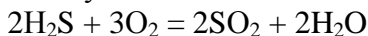
7) В соответствии с уравнением электронного баланса коэффициент перед окислителем равен 7:



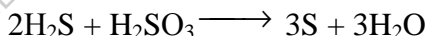
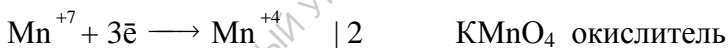
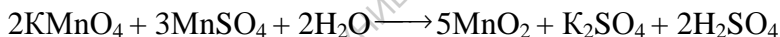
8) Проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Различают несколько типов окислительно-восстановительных реакций.

Межмолекулярные – окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах:

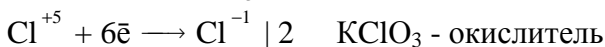
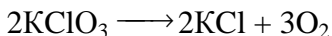


Здесь можно особо выделить реакции *компропорционирования* (*синпропорционирования*, *коммутации*), в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, но входящие в состав разных соединений:

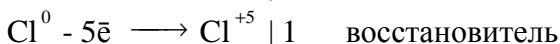
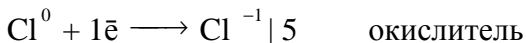


Ранее такие реакции называли реакциями *усреднения*.

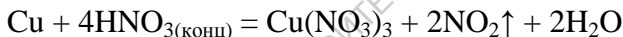
Внутримолекулярные: окислитель и восстановитель входят в состав одной и той же молекулы:



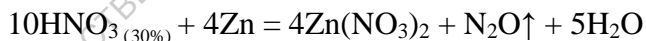
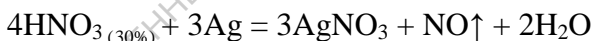
Здесь можно особо выделить реакции *диспропорционирования* (*дисмутации*), в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, находящегося в одинаковой промежуточной степени окисления:



Протекание окислительно-восстановительных процессов в сильной степени зависит от различных условий, прежде всего от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и характера среды. Так концентрированная и разбавленная азотная кислота HNO_3 по разному восстанавливается при взаимодействии с одним и тем же восстановителем:

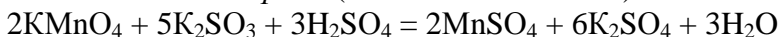


Различен характер восстановления азотной кислоты одной концентрации при взаимодействии с восстановителем разной активности:

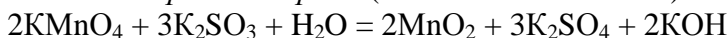


Классическим примером различного характера протекания реакций между одними и теми же окислителями и восстановителями является восстановление перманганата калия (KMnO_4) в зависимости от среды раствора:

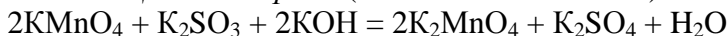
Кислая среда ($\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+2}$):



Нейтральная среда ($\text{Mn}^{+7} + 3\bar{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+4}$):



Щелочная среда ($\text{Mn}^{+7} + 1\bar{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+6}$):



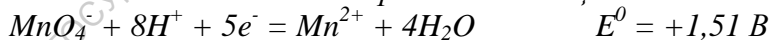
Сила окислителя и восстановителя количественно характеризуется величиной окислительно-восстановительного потенциала E . Их стандартные величины, измеренные при 25°C в растворах с активностями (концентрациями) всех компонентов, равными 1, приводятся как справочные данные (Приложение 3). Абсолютные значения E° практически определить невозможно, поэтому пользуются относительными величинами (относительно стандартного, нормального водородного электрода, потенциал которого условно принимают равным нулю).

Потенциал окислительно-восстановительной системы, измеренный по отношению к водородному электроду, называется *стандартным окислительно-восстановительным потенциалом* (E°).

Чем выше алгебраическая величина стандартного потенциала, тем сильнее данное вещество как окислитель. И наоборот, чем ниже – тем сильнее восстановитель. Самый активный окислитель фтор, $E^\circ_{\text{F}_2/2\text{F}^-} = +2,87$ В, самый активный восстановитель литий, $E^\circ_{\text{Li}^+/\text{Li}} = -3,03$ В.

Пример 3. Определите, какая из перечисленных ниже частиц является наиболее сильным окислителем: MnO_4^- (кислая среда), J_2 , Zn^{2+} .

Решение. *Наиболее сильным окислителем должна быть та частица, которая легче всего восстанавливается, т.е. имеет большее значение стандартного потенциала:*



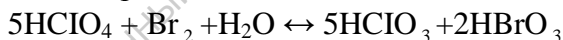
Поскольку для перманганат-иона характерен наибольший положительный электродный потенциал, то из трех частиц наиболее сильным окислителем является MnO_4^- .

Сравнивая окислительно-восстановительные потенциалы окислителя и восстановителя, можно

определить направление протекания окислительно-восстановительного процесса. Если $E_{ок.}^0 - E_{восст.}^0 > 0,4 \text{ В}$, ОВР протекает практически необратимо в прямом направлении. Если же разность потенциалов находится в интервале от $-0,4 \text{ В}$ до $+0,4 \text{ В}$, то в стандартных условиях реакция протекает в малой степени. Для проведения таких реакций применяют нагревание реакционной смеси, используют концентрированные растворы окислителей и восстановителей, один из реагентов берут в избытке (а еще лучше, если это возможно, в виде твердого вещества или газа). При этом потенциал окислителя увеличивается, а потенциал восстановителя уменьшается, что приводит к возрастанию разности потенциалов и увеличению степени протекания реакции в прямом направлении.

Разность стандартных потенциалов окислителя и восстановителя называют *стандартной электродвижущей силой реакции (ЭДС)*. Зная величину ЭДС можно прогнозировать направление протекания ОВР.

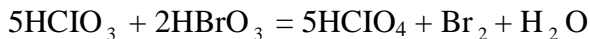
В качестве примера рассмотрим окислительно-восстановительный процесс:



$$E^0_{\text{ClO}_4^-/\text{ClO}_3^-} = +1,19 \text{ В}$$

$$E^0_{\text{BrO}_3^-/\text{Br}_2} = +1,52 \text{ В}$$

Сравнивая значения окислительно-восстановительных потенциалов, можно утверждать, что самопроизвольно протекает реакция в обратном направлении:



Реальный равновесный потенциал зависит от концентрации окисленной и восстановленной форм. Эта зависимость определяется уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{F \cdot n} \cdot \frac{[\text{Ox}]^x}{[\text{Red}]^y},$$

где $[\text{Ox}]$ и $[\text{Red}]$ – концентрации окисленной и восстановленной форм, x и y – коэффициенты в уравнении

Наблюдения: _____

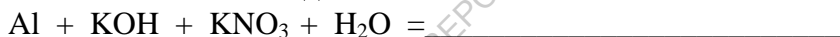
Вывод: _____

(определите тип окислительно-восстановительного процесса)

Опыт 3. *Окислительные свойства нитрата натрия*

Поместите в пробирку небольшое количество стружки алюминия, добавьте концентрированный (30%) раствор щелочи и раствор нитрата натрия (или калия).

Напишите уравнение реакции, используя метод электронного баланса, укажите значения стандартных потенциалов и отметьте ваши наблюдения:



Наблюдения: _____

Докажите выделение аммиака NH_3 с помощью фильтровальной бумаги, смоченной индикатором фенолфталеином: _____

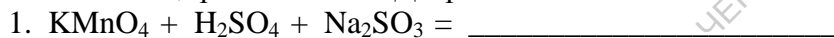
Вывод: _____

(какие свойства проявляет нитрат натрия? Укажите тип ОВР.)

Опыт 4. *Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от характера среды*

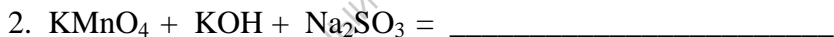
В три пробирки налейте по 2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты, во вторую – гидроксида калия или натрия, в третью пробирку - воды. Затем в каждую пробирку прилейте по каплям раствор сульфита натрия или калия.

Составьте уравнения ОВР (МЭБ) и отметьте ваши наблюдения; рассчитайте ЭДС реакций



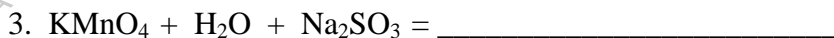
Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____



Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____



Наблюдения: _____

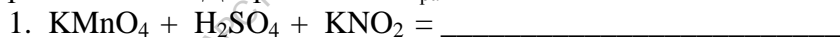
ЭДС реакции: _____

Вывод: _____

(в какой среде перманганат калия проявляет наиболее сильные окислительные свойства?)

Опыт 5. *Окислительно-восстановительные свойства нитрит-иона NO_2^-*

Налейте в одну пробирку раствор перманганата калия, а в другую - иодида калия, и в каждую добавьте разбавленной серной кислоты. Затем в каждую пробирку внесите небольшое количество раствора нитрита калия (или натрия). Напишите уравнения реакций (МЭБ), укажите значения стандартных потенциалов, отметьте ваши наблюдения, рассчитайте ЭДС реакции и $K_{равн}$.



Наблюдения: _____

ЭДС реакции: _____



Наблюдения: _____

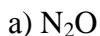
ЭДС реакции: _____

Вывод: _____

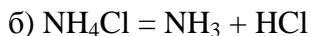
(охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства нитритов: в каком случае нитрит-ионы проявляют восстановительные свойства и в каком – окислительные свойства?)

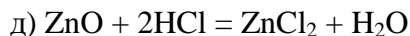
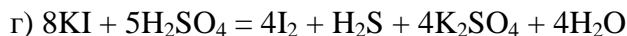
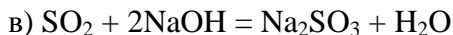
Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Определите степень окисления азота в следующих соединениях:

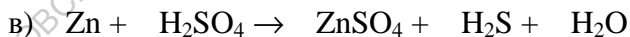
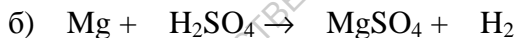
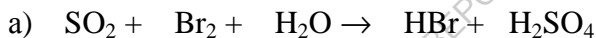


2. Какие из следующих реакций относятся к окислительно – восстановительным?:





3. Для следующих реакций укажите какие вещества и за счет каких элементов играют роль окислителей и какие восстановителей. Расставьте коэффициенты во всех уравнениях реакций.





4. Из приведенного ряда веществ выберите те, которые обладают только окислительными и только восстановительными свойствами. Объясните почему?:

- а) $KMnO_4$ в) NH_3 д) KNO_2 ж) $K_2Cr_2O_7$ и) F_2
б) H_2S г) HNO_3 е) Na_2SO_3 з) KI к) H_2SO_4

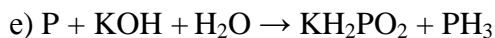
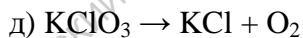
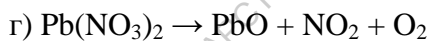
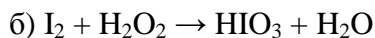
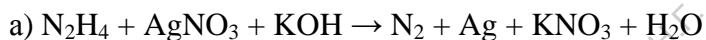
5. Укажите вещества, которые могут проявлять окислительно – восстановительную двойственность:

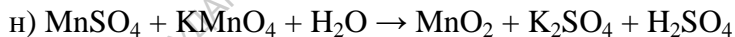
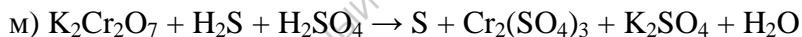
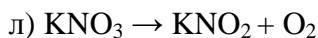
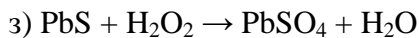
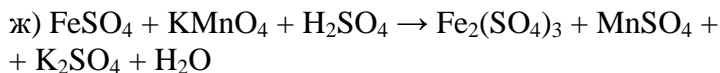
- а) SO_2 г) Br_2 ж) $MnSO_4$
б) $NaNO_2$ д) H_3PO_3 з) $K_2Cr_2O_7$
в) S е) HNO_3 и) H_2S

6. Какие металлы могут вытеснить водород из разбавленной серной кислоты. Напишите соответствующие уравнения реакций.

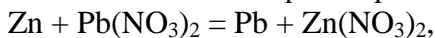
- а) Zn г) Al ж) Hg
б) Fe д) Ag з) Ca
в) Cu е) Mg и) Au

7. Определите тип окислительно-восстановительной реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:





9. Будет ли цинк вытеснять свинец из растворов его солей:



если $E_{\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}}^0 = -0,76 \text{ В}$; $E_{\text{Pb}^0/\text{Pb}^{2+}}^0 = -0,13 \text{ В}$

Возможно ли протекание реакции в обратном направлении?

10. Водный раствор H_2S обладает восстановительными свойствами. Какие из перечисленных ионов можно восстановить этим раствором?

а) Fe^{3+} до Fe^{2+} б) Cu^{2+} до Cu^+ в) Sn^{4+} до Sn^{2+} , если

$E_{\text{S}^0/\text{S}^{2-}}^0 = 0,17 \text{ В}$; $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77 \text{ В}$; $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^0 = 0,156 \text{ В}$;
 $E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^0 = 0,15 \text{ В}$

Список литературы

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб. пособие для вузов/ Под ред. А.И. Ермакова. М.: Интеграл-Пресс, 2004, 321с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. пособие для вузов. М.: Высш.шк., 2006, 610 с.
3. Третьяков Ю.Д. и др. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник в 2-х томах. – М.: изд-во МГУ, ИКЦ «Академкнига», 2007.
4. Лидин Р.А. Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ / Под ред. Р.А. Лидина. – М.: КолосС, 2006. – 480 с.
5. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.П. Общая и неорганическая химия в вопросах: пособие для ВУЗов / Под ред. Р.А. Лидина. – М.: Дрофа, 2004. – 304 с.
6. Кракова А.И., Варламова Т.М. Общая и неорганическая химия: базовый курс. – М.: Рольф, 2001. – 288 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

		группы											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
периоды	1	(H)								1 H Водород 1,01	2 He 4,00 Гелий		
	2	3 Li 6,91 Литий	4 Be 9,01 Вериллий	5 B 10,81 Бор	6 C 12,01 Углерод	7 N 14,01 Азот	8 O 15,99 Кислород	9 F 18,99 Фтор	10 Ne 0,18 Неон				
	3	11 Na 22,99 Натрий	12 Mg 24,31 Магний	13 Al 26,98 Алюминий	14 Si 28,09 Кремний	15 P 30,97 Фосфор	16 S 32,06 Сера	17 Cl 35,45 Хлор	18 Ar ,95 Аргон				
	4	19 K 39,10 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	44,96 21 Sc Скандий	47,90 22 Ti Титан	50,94 23 V Ванадий	51,99 24 Cr Хром	54,94 25 Mn Марганец	55,85 26 Fe Железо	58,93 27 Co Кобальт	58,70 28 Ni Никель		
		63,55 29 Cu Медь	65,38 30 Zn Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,51 Германий	33 As 74,91 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,90 Бром	36 Kr 83,80 Криптон				
	5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	88,91 39 Y Иттрий	91,22 40 Zr Цирконий	92,91 41 Nb Ниобий	95,94 42 Mo Молибден	98,91 43 Tc Технеций	101,1 44 Ru Рутений	102,9 45 Rh Родий	106,4 46 Pd Палладий		
		107,87 47 Ag Серебро	112,41 48 Cd Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,70 Олово	51 Sb 121,8 Сурьма	52 Te 127,7 Теллур	53 I 126,90 Иод	54 Xe 131,30 Ксенон				
	6	55 Cs 132,91 Цезий	56 Ba 137,33 Барий	57–71 La 138,91 Лантан	178,49 72 Hf Гафний	180,95 73 Ta Тантал	183,83 74 W Вольфрам	186,21 75 Re Рений	190,2 76 Os Осмий	192,3 77 Ir Иридий	195,1 78 Pt Платина		
		196,97 79 Au Золото	200,60 80 Hg Ртуть	81 Tl 204,4 Таллий	82 Pb 207,2 Свинец	83 Bi 208,98 Висмут	84 Po [209] Полоний	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон				
	7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226,03 Радий	89–103 Ac [227] Actиний	261,11 104 Rf Резерфордий	262,11 105 Db Дубний	263,12 106 Sg Сиборгий	262,12 107 Bh Борий	265,13 108 Hs Гассий	266,14 109 Mt Мейтнерий	[271] 110 Ds Дармштадтий		

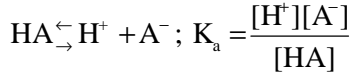
Лантаноиды

58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,91 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150,4 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,24 Гадолиний	65 Tb 158,93 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,93 Гольмий	68 Er 167,27 Эрбий	69 Tm 168,93 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
--------------------------	------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	---------------------------	------------------------------	----------------------------	--------------------------	--------------------------	-----------------------------	----------------------------

Актинοиды

90 Th 232,04 Торий	91 Pa 231,04 Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np 237,05 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий
--------------------------	--------------------------------	------------------------	-----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ КИСЛОТ



Значения K_a приведены для температуры 298,15 К

Название	Формула	K_a
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Азотная	HNO_3	43,6
Бромоводородная	HBr	10^9
Иодоводородная	HI	10^{11}
Кремниевая	H_4SiO_4	
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовая	HMnO_4	$\approx 10^8$
Марганцовистая	H_2MnO_4	
K_1		$\approx 10^{-1}$
K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$
Серная	H_2SO_4	
K_1		10^3
K_2		$1,15 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	H_2SO_3	
K_1		$1,4 \cdot 10^{-2}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная	H_2S	
K_1		$1,0 \cdot 10^{-7}$
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$
Тиосерная	$\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$	
K_1		$2,5 \cdot 10^{-1}$
K_2		$1,9 \cdot 10^{-2}$
Угольная	$\text{CO}_2(\text{p}) + \text{H}_2\text{O}$	
K_1		$4,5 \cdot 10^{-7}$
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая	H_3PO_3	
K_1		$1,6 \cdot 10^{-3}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-7}$

Продолжение приложения 2		
Название	Формула	K_a
Фосфорная, орто	H_3PO_4	
K_1		$7,1 \cdot 10^{-3}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорная, пиро	$H_4P_2O_7$	
K_1		$1,2 \cdot 10^{-1}$
K_2		$7,9 \cdot 10^{-3}$
Фтороводородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлорная	$HClO_4$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватая	$HClO_3$	$\approx 10^8$
Хлористая	$HClO_2$	$\approx 10^3$
Хлорноватистая	$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	
K_1		$1,6 \cdot 10^{-1}$
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Циановодородная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$

**СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ E_0
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 298 К**

Элемент	Электродный процесс	E° , В
Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,66
	$AlO_2^- + 2H_2O + 3\bar{e} = Al + 4OH^-$	-2,35
Br	$Br_{2(ж)} + 2\bar{e} = 2Br^-$	1,07
	$HOBr + H^+ + 2\bar{e} = Br^- + H_2O$	1,34
Cl	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$	-1,36
Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,74
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} = Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33
Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	0,34
F	$F_2 + 2\bar{e} = 2F^-$	-2,87
Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44
	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,04
	$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$	0,77
	$[Fe(CN)_6]^{3-} + \bar{e} = [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36
H	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0,00
	$H_2 + 2\bar{e} = 2H^-$	-2,25
I	$I_{2(к)} + 2\bar{e} = 2I^-$	0,54
	$2IO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = I_{2(к)} + 6H_2O$	1,19
	$2HOI + 2H^+ + 2\bar{e} = I_{2(к)} + 2H_2O$	1,45
Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,37
Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,19
	$MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$	0,56
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = MnO_2 + 4OH^-$	0,69
	$MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51

Продолжение приложения 3

Элемент	Электродный процесс	E°, В
N	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	0,46
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
	$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,22
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Катион анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	-	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	-		H	H	H	H	H	H	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	-	-	H	M	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	-	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	-	H	H	H	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P - растворимое (>1 г в 100 г воды);
 H - нерастворимое (< 0,001 г в 100 г воды);
 M - малорастворимое (0,001 г - 1г в 100 г воды);
 - - разлагается водой или не существует.

Оглавление

Введение	стр.	3
Правила работы в лаборатории		4
Глава 1. Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева		6
Глава 2. Основные классы неорганических соединений		25
Работа 1. Основные классы неорганических соединений		40
Глава 3. Окислительно–восстановительные реакции		53
Работа 2. Изучение реакций окисления-восстановления		64
Список литературы		74
Приложение 1	Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	75
Приложение 2	Константы диссоциации кислот	76
Приложение 3	Ряд стандартных электродных потенциалов металлов	78
Приложение 4	Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде	80