

Т.В. Махова, В.Ю. Горохов

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Пермский государственный аграрно-технологический
университет имени академика Д.Н. Прянишникова»

Т.В. Махова, В.Ю. Горохов

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие

Пермь
ИПЦ «Прокрости»
2019

УДК 543; 546
ББК 24.1; 24.4
М 365

Рецензенты:

С.Н. Шуров, доктор химических наук, профессор кафедры органической химии ФГБОУ ВО ПГНИУ;
А.Е. Леснов, доктор химических наук, старший научный сотрудник ИТХ УрОРАН.

М 365 Махова, Т.В.

Неорганическая и аналитическая химия : учебное пособие / Т. В. Махова, В. Ю. Горохов; Министерство сельского хозяйства Российской Федерации, федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Пермский аграрно-технологический университет имени академика Д.Н. Прянишникова. – Пермь : ИПЦ «Прокрастъ». – 155 с : ил. ; 21 см – Библиогр.: с. 138. – 150 экз. – ISBN 978-5-94279-455-2. – Текст : непосредственный.

Учебное пособие состоит из двух разделов: неорганическая и аналитическая химия, материал которых систематизирован по темам, что позволяет ознакомиться с теоретическими основами, химией элементов, а также прикладными аспектами, которые способствуют развитию навыков практической работы у обучающихся.

Учебное пособие предназначено для обучающихся очной и заочной форм обучения высших учебных заведений по специальности 36.05.01 Ветеринария и направлениям подготовки 36.03.01 Ветеринарно-санитарная экспертиза, 36.03.02 Зоотехния.

**УДК 543; 546
ББК 24.1; 24.4**

Утверждено в качестве учебного пособия методическим советом ФГБОУ ВО Пермский ГАТУ (протокол № 9 от 24.06. 2019 г.)

ISBN 978-5-94279-455-2

© ИПЦ «Прокрастъ», 2019
© Махова Т.В., 2019
© Горохов В.Ю., 2019

Содержание

Введение.....	5
Раздел 1. Неорганическая химия.....	9
1. Классы неорганических соединений.....	9
Индивидуальное задание №1	22
Вопросы для самостоятельной работы.....	23
2. Строение атома. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева.....	25
Индивидуальное задание №2.....	42
Вопросы для самостоятельной работы.....	43
3. Химическая связь и строение молекул.....	44
4. Термодинамика и кинетика химических реакций.....	47
Индивидуальное задание №3	53
Вопросы для самостоятельной работы.....	54
5. Способы выражения концентрации растворов.....	55
Индивидуальное задание №4.....	63
Вопросы для самостоятельной работы.....	64
6. Ионные реакции.....	65
Индивидуальное задание №5.....	72
Вопросы для самостоятельной работы.....	73
7. Водородный показатель.....	75
Индивидуальное задание №6.....	78
Вопросы для самостоятельной работы.....	79
8. Гидролиз солей.....	80
Индивидуальное задание №7	82
Вопросы для самостоятельной работы.....	83
9. Комплексные соединения.....	84
Индивидуальное задание №8.....	91
Вопросы для самостоятельной работы.....	92
10. Окислительно-восстановительные реакции.....	93
Индивидуальное задание №9	99
Вопросы для самостоятельной работы.....	101
11. Гальванический элемент. Коррозия металлов.....	102
Индивидуальное задание №10	107
Вопросы для самостоятельной работы.....	108
12. Электролиз.....	109
Индивидуальное задание №11	111
13. Общие свойства металлов.....	112
Индивидуальное задание №12	113
14. Общие свойства неметаллов.....	114
Индивидуальное задание №13	115
Вопросы для самостоятельной работы.....	116
Раздел 2. Аналитическая химия.....	117

1. Предмет аналитической химии. Классификация методов анализа.....	117
2. Титриметрический метод анализа.....	118
2.1 Алкалиметрия.....	119
Индивидуальное задание №14.....	122
2.2 Пермангонатометрия.....	122
Индивидуальное задание №15.....	126
2.3 Комплексонометрия.....	127
Индивидуальное задание №16.....	130
Заключение.....	131
Словарь терминов.....	132
Список рекомендуемых источников.....	138
Приложение 1. Варианты контрольных заданий для студентов заочной формы обучения.....	139
Приложение 2. Русские и латинские названия химических элементов.....	140
Приложение 3. Растворимость солей, кислот и оснований в воде.....	142
Приложение 4. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	143
Приложение 5. Электрохимический ряд напряжения металлов.....	144
Приложение 6. Термодинамические константы некоторых веществ.....	145
Приложение 7. Степени и константы диссоциации электролитов.....	149
Приложение 8. Константы нестабильности комплексных ионов.....	150
Приложение 9. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах по отношению к нормальному водородному электроду.....	151

Введение

Учебное пособие предназначено для аудиторной и внеаудиторной работы студентов очной и заочной форм обучения высших учебных заведений по специальности 36.05.01 Ветеринария и направлениям подготовки 36.03.01 Ветеринарно-санитарная экспертиза, 36.03.02 Зоотехния.

Особенностью учебного пособия являются четко сформированные разделы, включающие в себя важные исторические факты развития химии в мире, а также большое количество примеров, что позволяет сформировать у обучающихся целостное представление о химии при изучении данной дисциплины.

Учебное пособие способствует изучению и формированию следующих компетенций:

Направление подготовки	Компетенции
36.05.01 Ветеринария (180/5)	<ul style="list-style-type: none">• использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (дополнена вузом) (ОК-11);• способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности при диагностике, лечении и профилактике болезней различной этиологии (дополнена вузом) (ППК-1).

36.03.01 Ветеринарно-санитарная экспертиза (180/5)

- способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности при проведении ветеринарно-санитарной экспертизы продукции животного и растительного происхождения (введена вузом) (ППК-1);
- способностью проводить эксперименты по заданной методике, обрабатывать результаты и составлять отчеты по выполненному заданию, участвовать во внедрении результатов исследований и разработок в области ветеринарно-санитарной экспертизы и ветеринарной санитарии (ПК-11).

36.03.02 Зоотехния (180/5)

- способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности при проведении ветеринарно-санитарной экспертизы продукции животного и растительного происхождения (введена вузом) (ППК-1);
- готовность к изучению научно-технической информации, отечественного и зарубежного опыта в животноводстве (ПК-21).

В результате изучения учебного пособия студент должен:

Знать:

- основы термодинамики и кинетики химических реакций;
- основы квантовой теории строения атома и ее связь с периодической системой Д.И. Менделеева и химическими свойствами вещества;
- теорию электролитической диссоциации;
- теорию окислительно-восстановительных процессов;
- методы расчета концентраций растворов и содержания определенных компонентов;
- химические и физико-химические методы установления строения вещества и его качественного и количественного анализа.

Уметь:

- характеризовать свойства химических элементов, исходя из электронного строения атома элемента;
- составлять формулы соединений любого класса неорганических веществ;
- составлять молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах;
- составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, определять возможность и направление их течения;
- определять качественный и количественный состав простых и сложных веществ.

Владеть:

- методикой расчета концентрации растворов, расчета навесок для анализа, расчета содержания определяемого компонента;
- методикой проведения качественного и количественного химического и физико-химического анализа.

В учебном пособии кратко изложены основные теоретические положения, рассмотрены примеры решения задач и выполнения индивидуальных заданий, а также приведены задания для контроля знаний обучающихся.

Для обучающихся заочной формы обучения представлены задания для выполнения контрольной работы по дисциплине «Неорганическая и аналитическая химия» (приложение 1).

Раздел 1. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все вещества по химическому составу можно разделить на простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного элемента. По химическим свойствам подразделяются на *металлы* (K, Ca, Fe, Cu, Ba и др.), *неметаллы* (C, S, N₂, Br₂, O₂ и др.) и *амфотерные элементы* (Be, B, As, Sb, Al, Sn, Ga, Ge, Bi, Cr, Mn, Zn, Fe, Sc и др.), обладающие свойствами, как металлов, так и неметаллов.

Сложные вещества, состоящие из атомов разных элементов, подразделяются на четыре класса: *оксиды, основания, кислоты, соли*.

Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Номенклатура оксидов

Международное название «оксид» произошло от корня латинского названия кислорода – «оксигениум» с окончанием „ид“ и русского названия его образующего элемента, в родительном падеже (приложение 2). Если элемент проявляет переменную степень окисления, то она указывается в конце названия римской цифрой в скобках:

Na ₂ O оксид натрия	N ₂ O ₃ оксид азота (III)
MgO оксид магния (II)	N ₂ O ₅ оксид азота (V)
CuO оксид меди (II)	Mn ₂ O ₇ оксид марганца (VII)

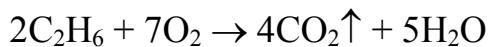
Получение оксидов

Основными являются три способа получения:

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



2. Горение сложных веществ:



3. Разложение при нагревании сложных соединений (малорастворимых оснований, кислот, карбонатов, нитратов) (приложение 3):



По химическим свойствам оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

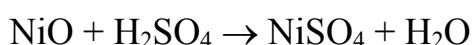
Основными оксидами называются такие оксиды, которым соответствуют основания. Основные оксиды образуются только металлами: K_2O , MgO , BaO ; им соответствуют основания KOH , $Mg(OH)_2$, $Ba(OH)_2$. Щелочные и щелочноземельные металлы образуют только основные оксиды.

Химические свойства основных оксидов.

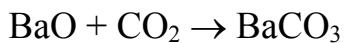
1. Реагируют с водой (только оксиды активных металлов: s-металлов I группы – от Li до Fr и s-металлов II группы – от Ca до Ra) (приложение 4):



2. Реагируют с кислотами:



3. Реагируют с кислотными оксидами (некоторые только при высоких температурах):



Кислотными оксидами называются такие оксиды, которым соответствуют кислоты. Кислотные оксиды образуются неметаллами, а также d-металлами в высшей положительной степени окисления: Cl_2O_7 , N_2O_3 , SO_3 , Mn_2O_7 им соответствуют кислоты HClO_4 , HNO_2 , H_2SO_4 , HMnO_4 . Кислотные оксиды называют *ангидридами* соответствующих кислот.

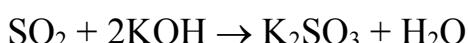
Имеется небольшая группа оксидов, которые не образуют солей. Такие оксиды называются несолеобразующими, безразличными или индифферентными. Например: CO , N_2O , NO , SiO .

Химические свойства кислотных оксидов:

1. Реагируют с водой:



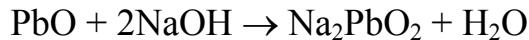
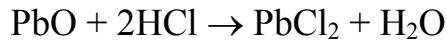
2. Реагируют с основаниями:



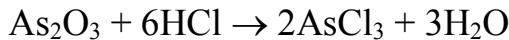
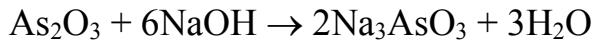
3. Реагируют с основными оксидами:



Амфотерными оксидами называются такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, т.е. обладают двойственными свойствами. Амфотерными свойствами обладают оксиды амфотерных элементов и металлов d-семейства в промежуточной степени окисления и Al_2O_3 , As_2O_3 , BeO , PbO , SnO_2 , ZnO , Cr_2O_3 и др. Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные основания или кислоты, однако с водой они непосредственно не реагируют. Амфотерные оксиды растворимы в кислотах и щелочах:



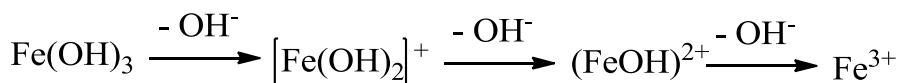
или



Основания

Основаниями называются сложные вещества, молекулы которых состоят из иона металла (или заменяющего его сложного иона аммония – NH_4^+) и одной или нескольких гидроксильных групп. Количество групп OH^- , способных замещаться на кислотный остаток, определяет кислотность основания. Например: KOH – однокислотное основание, а $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание. Если от молекулы основания отнять одну, две или более гидроксильных групп, остаются положительно заряженные ионы. Заряд иона определяется по числу замещенных гидроксильных групп.

Например:



Благодаря этому, многокислотные основания могут образовывать основные соли.

Номенклатура оснований

Согласно международной номенклатуре названия основания состоит из слова „гидроксид“ и названия металла (с указанием степени окисления металла, если она переменная, римской цифрой в скобках):

NaOH – гидроксид натрия

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II)

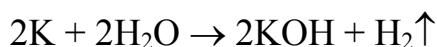
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III)

Растворимые в воде основания называются *щелочами*.

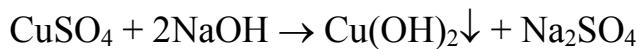
Щелочи образуют только активные металлы (s – металлы I группы – от Li до Fr и s – металлы II группы – от Ca до Ra), из слабых оснований в воде растворим только гидроксид аммония – NH₄OH, который не является щелочью.

Получение оснований

1. Растворимые в воде основания, образованные активными металлами, можно получить действием на металл или его оксид водой:

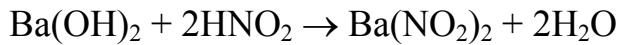


2. Нерастворимые в воде основания получают взаимодействием соли с сильным основанием:

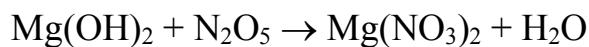


Химические свойства оснований

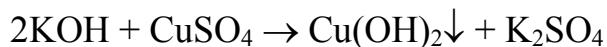
1. Взаимодействуют с кислотами:



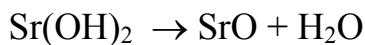
2. Взаимодействуют с кислотными оксидами:



3. Взаимодействуют с солями:



4. Слабые, малорастворимые основания при нагревании разлагаются:



Щелочи NaOH, KOH устойчивы к нагреванию.

Кислоты

Кислоты – сложные вещества, молекулы которых состоят из ионов водорода и кислотного остатка.

Различают кислородные – HNO_2 , H_2SO_4 , HClO_4 и бескислородные – HI , H_2S , HF кислоты.

Основность кислот определяется количеством ионов водорода, способных замещаться на металл. Например: H_2SO_3 – двухосновная кислота, а HClO_3 , HBr , CH_3COOH – одноосновные кислоты. Одноосновные кислоты образуют один кислотный остаток: HNO_2 – кислотный остаток NO_2^- ; многоосновные кислоты образуют несколько кислотных остатков: H_3PO_4 – 3 кислотных остатка - H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Отрицательный заряд кислотного остатка определяется в целом по числу замещенных ионов водорода. Благодаря этому многоосновные кислоты могут образовывать кислые соли.

При отщеплении воды от кислородсодержащих кислот, получаются ангидриды:



Бескислородные кислоты ангидридов не образуют.

Номенклатура кислот

Названия кислородных кислот производятся от названия кислотообразующего элемента с прибавлением окончания: - ая, если элемент в высшей положительной степени окисления, соответствующей номеру группы. Если степень окисления центрального атома меньше - истая (если элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, суффиксы меняются в следующей последовательности -оватая, -истая, -оватистая):

6+		7+	
H_2SO_4	– серная кислота	HClO_4	– хлорная кислота
4+		5+	
H_2SO_3	– сернистая кислота	HClO_3	– хлорноватая кислота
5+		3+	
HNO_3	– азотная кислота	HClO_2	– хлористая кислота
3+		1+	
HNO_2	– азотистая кислота	HClO	– хлорноватистая кислота

Если элемент с одной и той же степенью окисления образует несколько кислородосодержащих кислот, то, в зависимости от количества молекул связанной воды, к названию добавляется префикс:

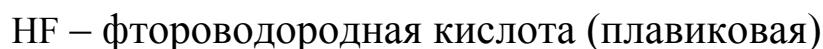
- мета – наименьшее число молекул связанной воды;



- орто – наибольшее число молекул связанной воды.



Названия бескислородных кислот производятся от названия кислотообразующего элемента с окончанием о и прибавлением слова водородная:



Примеры международных названий кислот приведены в таблице 1.

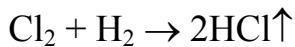
Таблица 1

Номенклатура кислот и солей

Формула кислоты	Название	Название солей и кислотного остатка
H_2SO_4	серная кислота	сульфаты
H_2SO_3	сернистая кислота	сульфиты
HNO_3	азотная кислота	нитраты
HNO_2	азотистая кислота	нитриты
H_3PO_4	фосфорная ортокислота	фосфаты
H_3PO_3	фосфористая ортокислота	фосфиты
H_2CO_3	угольная кислота	карбонаты
H_2SiO_3	кремниевая кислота	силикаты
CH_3COOH	уксусная кислота	ацетаты
HClO_4	хлорная кислота	перхлораты
HClO_3	хлорноватая кислота	хлораты
HClO_2	хлористая кислота	хлориты
HClO	хлорноватистая кислота	гипохлориты
HF	фтороводородная кислота	фториды
HCl	хлороводородная кислота (соляная)	хлориды
HBr	бромоводородная кислота	бромиды
HI	йодоводородная кислота	йодиды
H_2S	сероводородная кислота	сульфиды
HCN	циановодородная кислота (сиnilьная)	цианиды
H_3AsO_4	мышьяковая кислота	арсенаты
H_3AsO_3	мышьяковистая кислота	арсениты
HSCN	тиоциановодородная кислота (роданистая)	роданиды

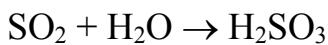
Получение кислот

1. Бескислородные кислоты получают непосредственно взаимодействием неметалла с водородом с последующим растворением водородного соединения в воде:

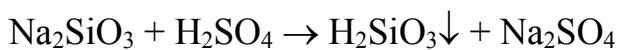
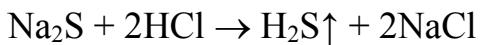


Раствор хлороводорода в воде – HCl – хлороводородная или соляная кислота, имеет такую же формулу.

2. Большинство кислородных кислот получают при взаимодействии кислотных оксидов (ангиридов кислот) с водой:

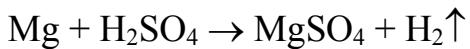


3. Любые кислоты (кроме серной) можно получить взаимодействием их соли с более сильной кислотой:

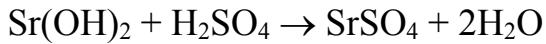


Химические свойства кислот

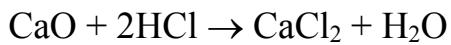
1. Некоторые разбавленные кислоты (серная, фосфорная, хлороводородная и др.) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода (приложение 5):



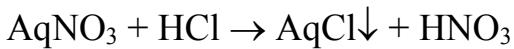
2. Взаимодействуют с основаниями:



3. Взаимодействуют с основными оксидами:



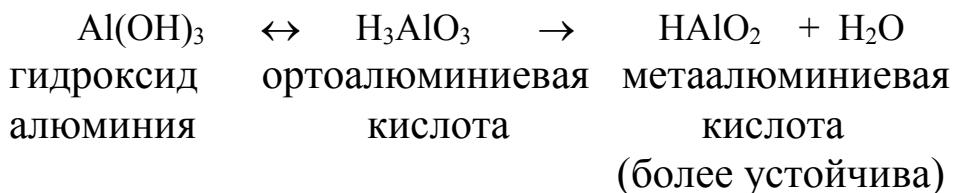
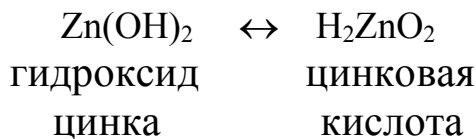
4. Взаимодействуют с солями:



Амфотерные гидроксиды

Амфотерные гидроксиды – сложные вещества, обладающие двойственными свойствами: основными и кислотными. Они реагируют с кислотами подобно основаниям и со щелочами подобно кислотам, образуя в обоих случаях соли.

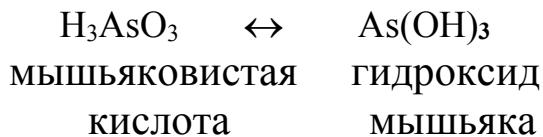
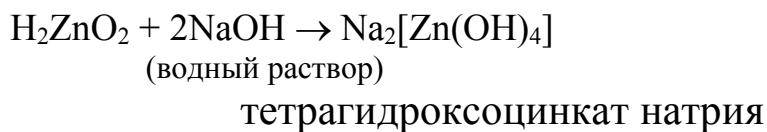
Амфотерный гидроксид может быть основанием и кислотой:



Основные свойства: $\text{Zn(OH)}_2 \downarrow + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

(сплавление)

Кислотные свойства: $\text{H}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
цинкат натрия



Кислотные свойства: $\text{H}_3\text{AsO}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Основные свойства: $\text{As}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

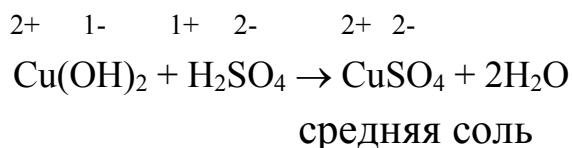
Соли

Соли – сложные вещества, молекулы которых состоят из ионов металла и кислотного остатка.

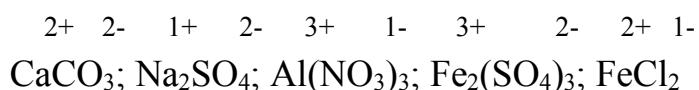
В зависимости от состава различают следующие типы солей: средние (или нормальные), кислые и основные.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой, т.е. продукт реакции нейтрализации.

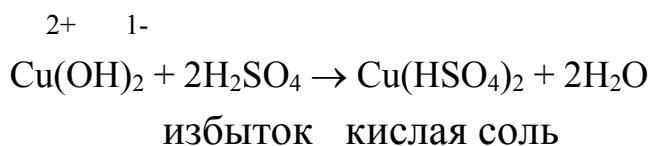
Средние или нормальные соли образуются в результате полного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксильных групп в основании на кислотный остаток:



При составлении формулы средней соли суммарный заряд ионов металла должен быть равен суммарному заряду кислотных остатков с обратным знаком. В целом молекула должна иметь нулевой заряд. Легче всего составить формулу соли по правилу креста:

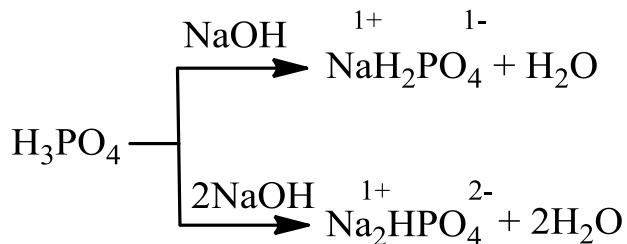


Кислые соли образуются в результате неполного замещения водорода в кислоте на металл. Это происходит в том случае, когда кислота берется в избытке:



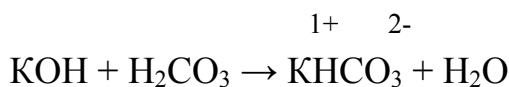
При составлении формулы кислой соли определяется отрицательный заряд кислого кислотного остатка в целом по числу замещенных ионов водорода. Кислые соли образуются только многоосновными кислотами.

Например, из фосфорной кислоты могут образоваться две кислые соли:



В первом случае, один ион водорода замещен на один ион натрия. Во втором случае, два иона водорода замещены на два иона натрия.

При взаимодействии угольной кислоты с гидроксидом калия, образуется только одна кислая соль:

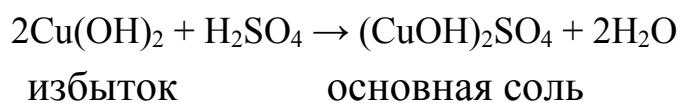


Одноосновные кислоты (HNO_3 , HCl) кислых солей не образуют.

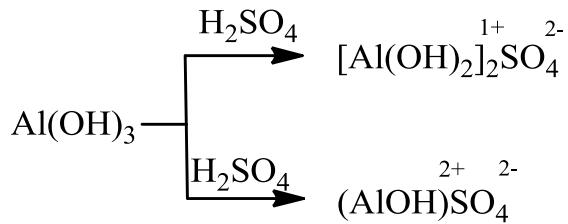
Для перевода кислых солей в средние надо действовать на них основанием, чтобы все ионы водорода заменить на металл:



Основные соли образуются в результате неполного замещения гидроксильных групп в основании на кислотный остаток. Это происходит в том случае, когда основание берется в избытке:

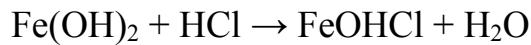


При составлении формулы основной соли определяется положительный заряд основного остатка в целом по числу замещенных гидроксильных групп. Основные соли образуются только слабыми многокислотными основаниями. Например, от гидроксида алюминия могут образоваться две основные соли:



В первом случае, одна гидроксильная группа замещена на кислотный остаток, а во втором, две гидроксильные группы замещены на кислотный остаток.

Гидроксид железа (II) – образует одну основную соль:



Однокислотные основания (NaOH , KOH) основных солей не образуют.

Для перевода основной соли в среднюю надо действовать на нее кислотой, чтобы все гидроксильные группы заменить на кислотный остаток:



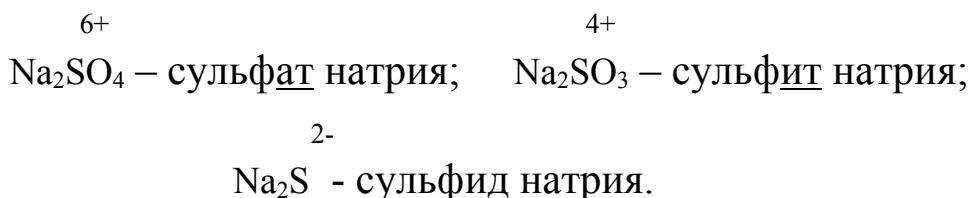
Межнародная номенклатура солей

Межнародное название соли состоит из названия кислотного остатка (таблица 1) и названия металла. Название кислотного остатка происходит от латинского названия кислотообразующего элемента с окончанием:

ат – элемент в высшей степени окисления;

ит – элемент в промежуточной положительной степени окисления;

ид – элемент в отрицательной степени окисления или соль бескислородной кислоты.



При названии кислой соли присутствие ионов H^+ обозначают словом гидро:

$NaHCO_3$ – гидрокарбонат натрия;

NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия;

Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия.

При названии основной соли присутствие ионов OH^- обозначают словом гидроксо:

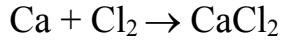
$(CuOH)_2SO_4$ – сульфат гидроксомеди (II);

$[Al(OH)_2]_2SO_4$ – сульфат дигидроксоалюминия;

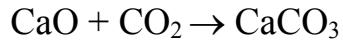
$AlOHSO_4$ – сульфат гидроксоалюминия.

Получение солей

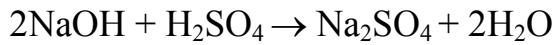
1. Взаимодействие неметаллов с металлами:



2. Взаимодействие кислотных и основных оксидов:



3. Взаимодействие кислот и оснований:



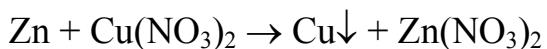
Свойства солей. Соли, за небольшим исключением, являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, мало растворимые и практически нерастворимые. Все соли азотной, уксусной кислот растворимы в воде. Также растворимы соли ионов NH_4^+ , K^+ и Na^+ .

Химические свойства солей

1. Взаимодействуют с металлами

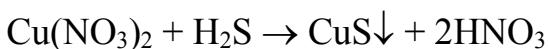
Согласно ряду активности металлов (приложение 5)

каждый предыдущий металл вытесняет каждый последующий из растворов его солей. Особенно легко вытесняются малоактивные металлы:

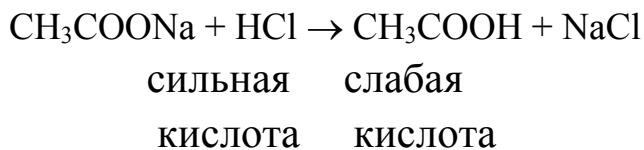


2. Взаимодействуют с кислотами:

При взаимодействии соли с кислотой может образоваться или раствориться осадок:

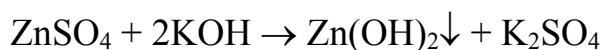


Возможно, и вытеснение из соли более слабой кислоты:

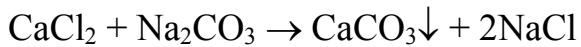


3. Взаимодействуют с основаниями:

При взаимодействии с основаниями также возможно образование осадка, либо слабого растворимого основания NH_4OH . Соли, нерастворимые в воде, с основаниями не взаимодействуют. Основания также должны быть растворимыми.



4. Взаимодействуют с солями:



При взаимодействии соли с солью обе соли должны быть растворимы в воде, а продукт реакции нерастворим (приложение 3).

Индивидуальное задание №1

1. Получить всеми возможными методами перечисленные соединения.

2. Охарактеризовать химические свойства неорганиче-

ских соединений, назвать полученные продукты реакции по международной номенклатуре.

3. Получить кислые, основные и средние соли для указанных соединений.

Вариант	1	2	3
1	Оксид натрия	Арсенат калия	Бромоводородная кислота и гидроксид бария
2	Перманганат калия	Оксид меди (II)	Серная кислота и гидроксид калия
3	Гидроксид бария	Бромоводородная кислота	Хлороводородная кислота и гидроксид бария
4	Оксид серы (IV)	Силикат натрия	Фосфорная кислота и гидроксид натрия
5	Сульфат золота (III)	Оксид алюминия	Мышьяковая кислота и гидроксид аммония
6	Хлороводородная кислота	Гидроксид цинка	Сернистая кислота и гидроксид лития
7	Оксид никеля (II)	Хромовая кислота	Азотная кислота и гидроксид алюминия
8	Нитрат магния (II)	Оксид серы (VI)	Кремниевая кислота и гидроксид калия
9	Мышьяковая кислота	Гидроксид бария	Циановодородная кислота и гидроксид бария
10	Оксид фосфора (III)	Перхлорат натрия	Иодоводородная кислота и гидроксид кальция
11	Гидроксид стронция (II)	Хлорная кислота	Сероводородная кислота и гидроксид бария
12	Серная кислота	Нитрат серебра	Серная кислота и гидроксид железа (II)
13	Фосфат калия	Оксид бора	Хромовая кислота и гидроксид натрия
14	Оксид азота (V)	Гидроксид натрия	Фосфорная кислота и гидроксид лития
15	Оксид меди (II)	Фосфорная кислота	Сернистая кислота и гидроксид стронция
16	Карбонат натрия	Оксид мышьяка (V)	Азотная кислота и гидроксид железа (III)
17	Гидроксид кобальта (II)	Оксид селена (VI)	Фтороводородная кислота и гидроксид бария
18	Сульфид калия	Гидроксид аммония	Хлороводородная кислота и гидроксид алюминия
<i>Продолжение таблицы</i>			
19	Оксид углерода (IV)	Ацетат меди (II)	Хромовая кислота и гидроксид стронция
20	Азотистая кислота	Гидроксид железа (III)	Сероводородная кислота и гидроксид бария

Вопросы для самостоятельной работы

1. Выбрать кислотные оксиды из перечисленных соединений:

V_2O_5 , $KMnO_4$, As_2O_3 , SO_2 , CaO , H_2CrO_4 .

2. Выбрать соединения, которые могут образовывать кислые соли: $Ba(OH)_2$, HNO_3 , H_3AsO_3 , $NaOH$, H_2SO_4 .

3. Привести два примера оснований, которые могут образовывать основные соли.

4. Какие методы получения нельзя использовать для бескислородных кислот?

5. Будет ли реагировать серная кислота с перечисленными соединениями: кислород, карбонат натрия, гидроксид железа (III), вода. Подтвердить уравнениями реакции.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Свойства химических элементов и их соединений зависят от строения атомов. *Химический элемент* – это вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. *Атом* – это система, состоящая из положительно заряженного ядра (сумма протонов и нейтронов), очень небольшого по сравнению с его размером, и электронов.

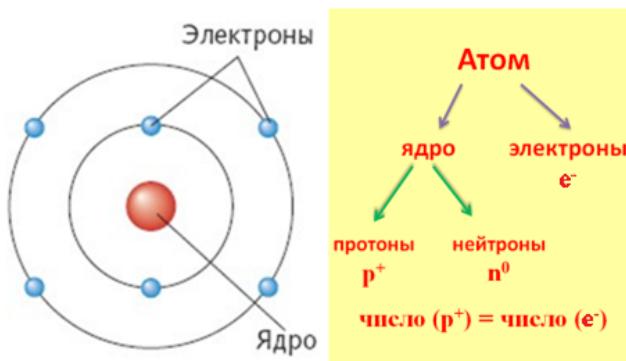
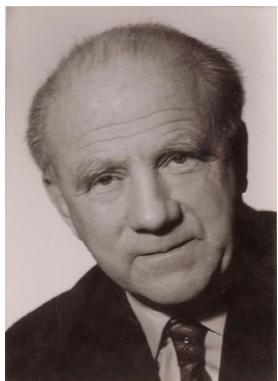


Рисунок 1. Строение атома

Электрон имеет корпускулярно-волновую природу, т.е. одновременно обладает свойствами частицы (имеет заряд и массу) и электромагнитной волны (характеризуется длиной волны и частотой колебаний). Местоположение электрона в пространстве точно определить невозможно, поэтому определяют область пространства (*электронную орбиталь*), в которой положение электрона наиболее вероятно.



Вerner Карл
Гейзенберг
(1901-1976 гг.)

В 1925-1926 гг. Гейзенбергом (Германия) и Шредингером (Австрия) была разработана *теория квантовой механики*.

Законы движения микрочастиц, к которым относится и электрон, в квантовой механике выражаются *волновым уравнением Шредингера*. Уравнение позволяет найти полную энергию си-



Эрвин Шрёдингер
(1887-1961 гг.)

стемы и распределение электронной плотности в атоме. При решении уравнения появляются три величины, которые могут принимать только целочисленные значения – три *квантовых числа*. Главное квантовое число (n) – определяет энергию электрона на энергетическом уровне, принимает целые положительные значения $n = 1, 2, \dots$

Орбитальное квантовое число (l) – определяет энергию электронной орбитали или подуровня $l = 0, 1, \dots (n-1)$.

От значения орбитального квантового числа, зависит форма электронной орбитали (рисунок 2).

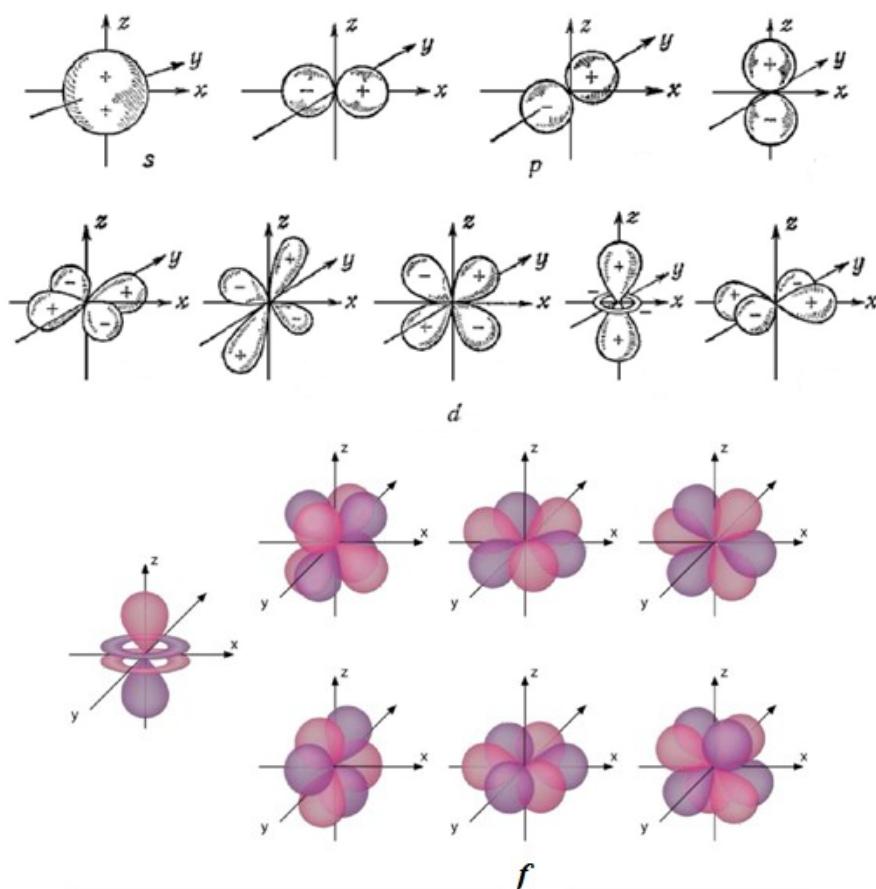


Рисунок 2.
Формы электронных орбиталей (s-,p-,d-,f-)

Магнитное квантовое число (m_l) – определяет количество способов расположения электронной орбитали в пространстве $m_l = -l, \dots, 0, \dots +l$.

Экспериментально установлено, что электрон вращается вокруг своей собственной оси. Для описания этого свойства было предложено четвертое квантовое число.

Спиновое квантовое число (m_s) – описывает вращение электрона «по часовой стрелке» или «против часовой стрелки» $m_s = +1/2, -1/2$.

Исходя из законов квантовой механики, величину энергии и положение каждого электрона в атоме можно описать с помощью 4-х квантовых чисел (таблица 2).

Таблица 2

**Расположение электронов по энергетическим уровням
и подуровням**

Значение n	Значение l	Значение m	Подуровни	Макс. кол-во \bar{e}
1	0	0	1s	2
2	0,1	+1, 0, -1	2s 2p	8
3	0,1,2	+2, +1, 0, -1, -2	3s 3p 3d	18
4	0,1,2,3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	4s 4p 4d 4f	32

Чтобы записать электронную формулу любого атома, необходимо помнить, что первый электронный слой или энергетический уровень состоит из одного подуровня – 1s; второй – из двух подуровней – 2s и 2p; третий – из трех подуровней – 3s, 3p, 3d и т. д.

Подуровень, в свою очередь, делится на квантовые ячейки (энергетические состояния). Ячейку принято изображать прямоугольником □. Направление спина электрона обозначают стрелкой \uparrow или \downarrow .

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням подчиняются определенным закономерностям:



Вольфганг Паули
(1900-1958 гг.)



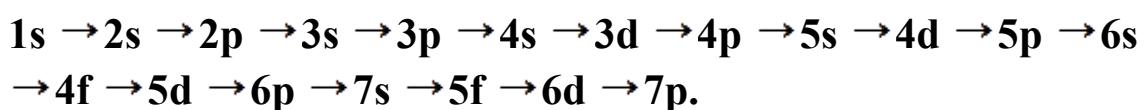
Клечковский
Всеволод
Маврикиевич
(1900-1972 гг.)

Принцип Паули – в атоме не может быть двух электронов обладающих одинаковым набором квантовых чисел.

Правило В. Клещковского – в атоме каждый электрон стремится занять положение, соответствующее минимальному значению энергии, что отвечает наибольшей связи с ядром.

Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в атоме электронами происходит в соответствии с принципом наименьшей энергии. Энергия электрона определяется в основном главным **n** и орбитальным **l** квантовыми числами, поэтому сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений **n+l** наименьшая. Если для двух подуровней суммы значений **n+l** одинаковы, то сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением **n**.

Таким образом, заполнение энергетических уровней и подуровней происходит в следующей последовательности:





Фридрих Хунд
(1896-1997 гг.)

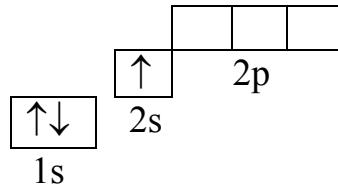
Правило Хунда – заполнение электронных оболочек атомов происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным, т.е. электроны занимают сначала максимум вакантных орбиталей, а при дальнейшем заполнении, в ячейках появляется 2-ой электрон с противоположно направленным спином. В соответствии с этим электронную формулу атома водорода можно представить:



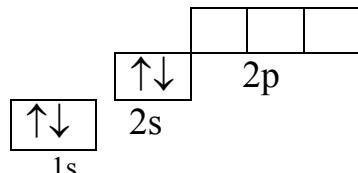
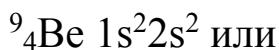
Строение электронной оболочки атома гелия можно записать:



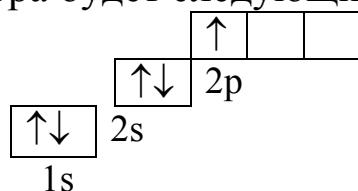
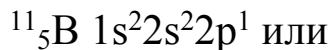
Третий электрон лития, согласно принципу Паули, уже находится в состоянии 2s:



У берилля 4 электрона:



Распределение электронов у атома бора будет следующим:



s-, p-, d-, f- семейства

В зависимости от того, какой подуровень заполняется электронами, все элементы делятся на семейства.

1. Элементы, в атомах которых заполняются электронами

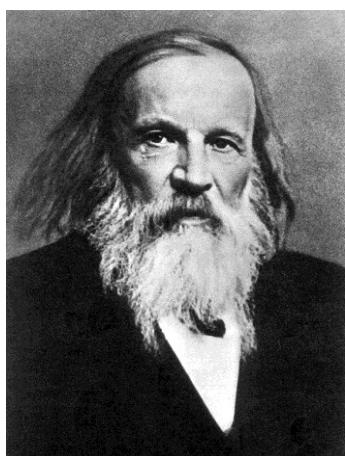
s-подуровень внешнего уровня, называются *s-элементами*. Каждый уровень начинается с s-подуровня, следовательно, каждый период начинается с s-элементов. На s-подуровне возможны только два электрона, следовательно, в каждом периоде только 2 элемента s-семейства. Элементы s-семейства составляют главные подгруппы I и II групп Периодической системы.

2. Элементы, в атомах которых заполняется электронами p-подуровень внешнего уровня, называются *p-элементами*. Это элементы главных подгрупп III – VIII групп.

3. Элементы, в атомах которых заполняется электронами d-подуровень второго снаружи уровня, а на внешнем уровне остается два или один (у Pd – ноль) электрон, называются *d-элементами*. К ним относятся элементы побочных подгрупп I – VIII групп.

4. Элементы, в атомах которых заполняется электронами f-подуровень третьего снаружи уровня, называются *f-элементами*. Это элементы, относящиеся к актиноидам и лантаноидам.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома



Дмитрий Иванович
Менделеев
(1834-1907 гг.)

Современная наука формулирует **Периодический закон Д.И. Менделеева** следующим образом: свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атома. Для изучающих химию наибольшее значение имеет такая формулировка Периодического закона: свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от электронной структуры их атомов.

Периодичность электронного строения элементов про-

является в том, что через определенное количество элементов снова повторяются *s*-, *p*-, *d*-элементы с одинаковой конфигурацией электронных подуровней.

Период – последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев. При этом номер периода, в котором находится элемент, совпадает со значением главного квантового числа *n* внешнего квантового слоя, т. е. с количеством энергетических уровней. Различие в последовательности заполнения слоев объясняет причину различной длины периодов (2, 8, 18 и 32 элемента).

Группа объединяет элементы по числу валентных электронов. Номер группы соответствует высшей положительной степени окисления элемента. Количество групп – восемь – соответственно с максимально возможным количеством электронов на внешнем энергетическом уровне (правило «октета» выведено русским химиком и революционером Н. А. Морозовым). Группы делятся на подгруппы. В *главную подгруппу* входят элементы *s*- и *p*-семейства; в *побочную подгруппу* – элементы *d*-семейства; *f*-элементы вынесены в отдельную строку, тогда как по свойствам должны соответствовать III группе побочной подгруппы.

Элементы главной подгруппы VIII группы называют инертными газами, так как они имеют устойчивую восьмиэлектронную структуру внешнего энергетического уровня. Все другие элементы стремятся достичь подобной им устойчивой структуры, отдавая или присоединяя электроны. Все *s*-, *d*- и *f*-элементы обладают металлическими свойствами, так как имеют на внешнем уровне не больше двух электронов и склонны их отдавать (восстановители).

Неметаллы способны присоединять электроны (окислители), следовательно, их следует искать в *p*-семействе (больше четырех электронов на внешнем уровне).

Периодичность электронных структур элементов при-

водит к периодическому изменению ряда физических и химических свойств элементов, в частности атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону.

В пределах периода *атомный радиус* уменьшается, так как заряд ядра увеличивается при неизменном количестве энергетических уровней. В группах атомные радиусы обычно увеличиваются с нарастанием заряда ядра, так как увеличивается количество электронных слоев. Это наблюдается у щелочных и щелочноземельных металлов, у галогенов, у элементов главных подгрупп. В побочных подгруппах (*d*-элементы) атомные радиусы отличаются мало, а у *d*-элементов V и VI периодов почти одинаковы.

Потенциал ионизации – это работа, необходимая для удаления электрона из одиночного атома на бесконечно большое расстояние. При переходе по периоду слева направо потенциал ионизации закономерно увеличивается, что объясняется большой ролью силы притяжения увеличивающегося заряда ядра по сравнению с взаимным отталкиванием электронов. Уменьшение потенциала ионизации в группах объясняется увеличением атомного радиуса, ослаблением силы притяжения электрона к ядру.

Сродство к электрону – это энергия, которая выделяется (или поглощается) при присоединении электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион. В периодах сродство к электрону растет с увеличением количества внешних электронов, а в группах уменьшается.



Лайнус Карл Полинг
(1901-1994 гг.)

Полусумма энергии ионизации и сродства к электрону называется *электроотрицательностью*. Для удобства вместо абсолютных значений в кДж/моль·ат или э/Ват используют значение относительной электроотрицательности (ОЭО), предложенной Полингом (таблица 3).

Таблица 3

Значения относительной электроотрицательности

Группа Период	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII				
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B	B	B		
1													H 2,1						
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0												
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0												
4	K 0,8	Cu 1,9	Ca 1,0	Zn 1,6	Ga 1,6	Sc 1,3	Ge 1,8	Ti 1,5	As 2,0	V 1,6	Se 2,4	Cr 1,6	Br 2,8	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9		
5	Rb 0,8	Ag 1,9	Sr 1,0	Cd 1,7	In 1,7	Y 1,2	Sn 1,8	Zr 1,4	Sb 1,9	Nb 1,6	Te 2,1	Mo 1,8	I 2,5	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2		
6	Cs 0,7	Au 2,4	Ba 0,9	Hg 1,9	Ti 1,8	La-Lu 1,0-1,2	Pb 1,9	Hf 1,3	Bi 1,9	Ta 1,5	Po 2,0	W 1,7	At 2,2	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2		
7	Fr 0,7	Ra 0,9																	

В пределах периода по мере усложнения структур атомов величина ОЭО растет; наименьшая ОЭО у щелочных металлов, наибольшая у галогенов. В группах ОЭО уменьшается с увеличением радиуса атома. Следовательно, самый электроотрицательный элемент Периодической системы должен находиться в конце периода и в начале группы. Это фтор – VII группа, II период. Самой меньшей электроотрицательностью обладает франций – I группа, VII период.

Учитывая закономерность изменения ОЭО, нетрудно видеть, что если в Периодической системе провести диагональ от бериллия к астату, то р-элементы, оказавшиеся правее и выше этой диагонали, проявляют большую ОЭО, т. е. являются неметаллами, а р-элементы, оказавшиеся левее и ниже ее, проявляют металлические свойства, р-элементы, оказавшиеся на диагонали, амфoterны.

Характеристика элементов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева

При характеристике элемента рекомендуется придерживаться следующего плана (приложение 4):

1. Положение элементов в Периодической системе (группа, подгруппа, период, порядковый номер, молекулярная масса).

2. Строение атома можно определить исходя из порядкового номера и молекулярной массы (n^0 , \bar{e} , p^+).

3. Электронное строение и электронно-графическая формула ($1s^2 2s^2 2p^6$ и т.д.). Определить семейство.

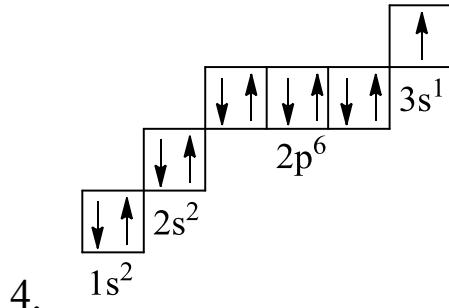
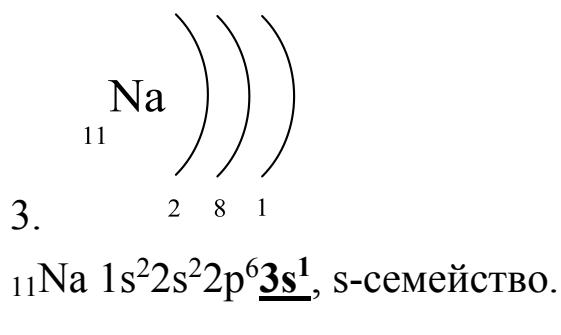
4. Определить степень окисления – условный заряд, рассчитанный для элемента в предположении, что молекула состоит из заряженных частиц (с.о.). Основное состояние, возбужденное состояние. Примеры соединений и их характер.

Пример 1



1. $^{11}_{11}$ - I группа, главная подгруппа (A), 3 период, порядковый номер 11 (Z), атомная масса 23 (A).

2. $11\bar{e}, 11p^+, n^0 = A - Z = 23 - 11 = 12$.



Нормальное состояние, с.о. = +1. Возбужденных состояний нет.

1+

5. Na_2O – оксид натрия (проявляет основные свойства).

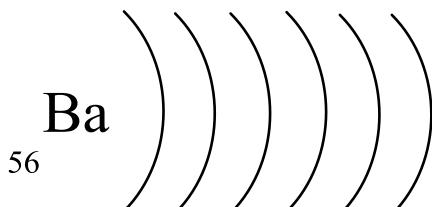


Пример 2

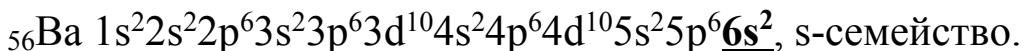
^{137}Ba

1. 56 - II группа, главная подгруппа (A), 6 период, порядковый номер 56 (Z), атомная масса 137 (A).

2. $56\bar{e}, 56\text{p}^+, n^0 = A - Z = 137 - 56 = 81.$

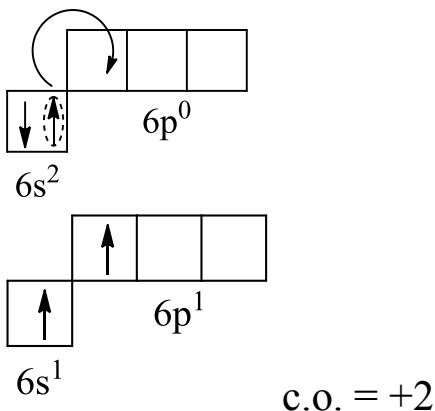


3.



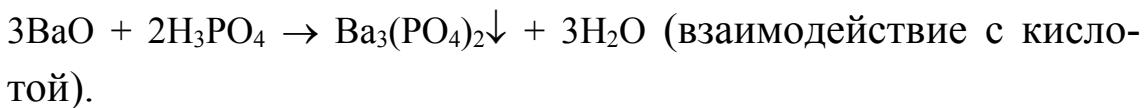
4. 6s^2 нормальное состояние с.о. = 0.

Возбужденное состояние (Ba^*), спаренный \bar{e} переходит на подуровень выше 6p^0 .



$2+$

5. BaO – оксид бария (проявляет основные свойства).



Пример 3

^{32}S

1. 16 – VI группа, главная подгруппа (A), 3 период, порядковый номер 16 (Z), атомная масса 32 (A).

2. $16\bar{e}, 16\text{p}^+, n^0 = A - Z = 32 - 16 = 16.$

3.

16	S	()	()	()
		2	8	6			

$1s^2 2s^2 sp^6 \underline{\mathbf{3s^2 3p^4}}$, р-семейство.

4.

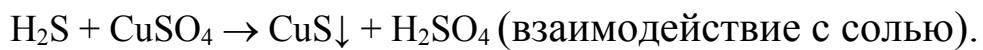
$3s^2$	$\begin{array}{ c c c c } \hline & \downarrow & \uparrow & \\ \hline & \downarrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$	$3p^4$
--------	---	--------

Нормальное состояние, с.о. = -2.

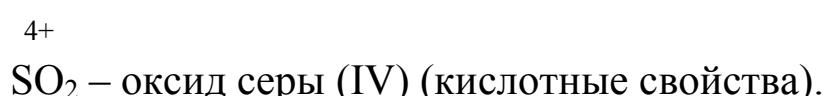
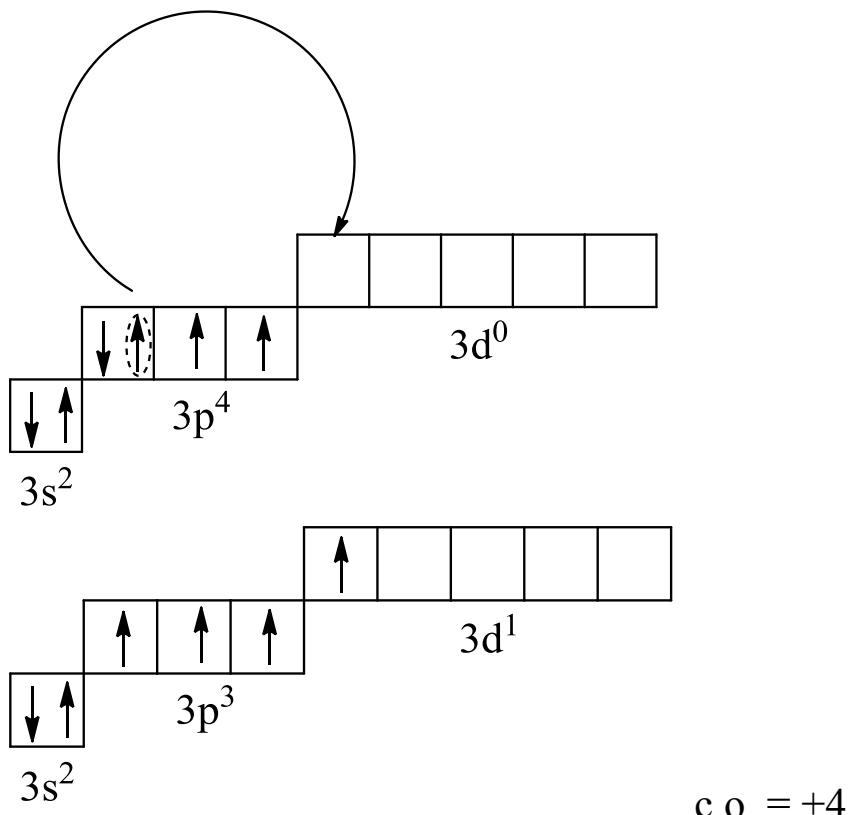
2^-

H_2S – сероводородная кислота (кислотные свойства).

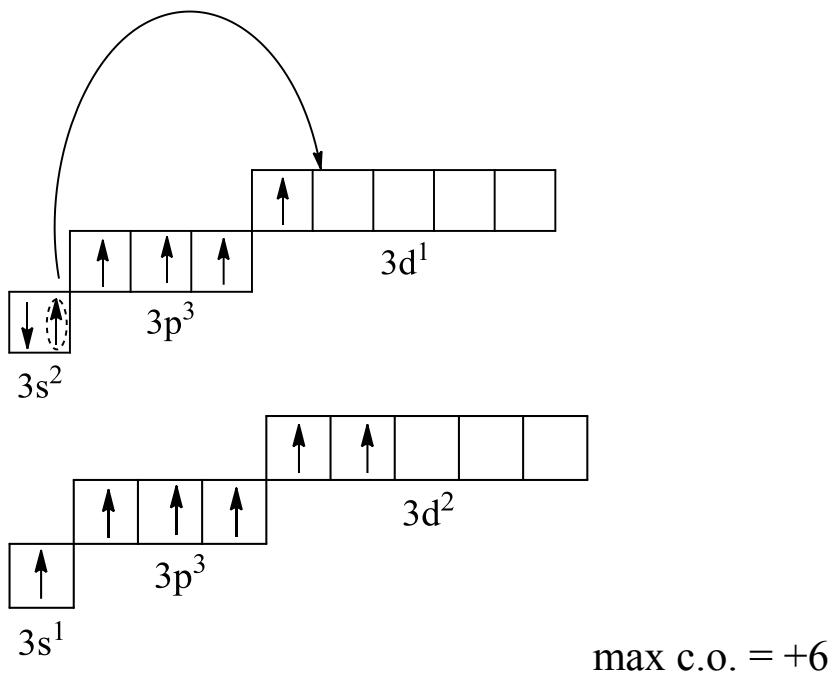




Первое возбужденное состояние (S^*), спаренный ё с $3p$ -подуровня переходит на $3d$ -подуровень.



Второе возбужденное состояние (S^{**}), спаренный ё с $3s$ -подуровня переходит на $3d$ -подуровень.



SO_3 – оксид серы (VI) (кислотные свойства).



Пример 4

$^{14}_{\text{N}}$

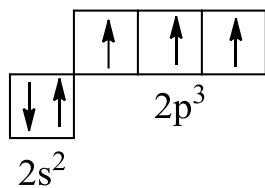
1. 7 - V группа, главная подгруппа (A), 2 период, порядковый номер 7 (Z), атомная масса 14 (A).

$$2. \quad 7\bar{e}, \quad 7p^+, \quad n^0 = A - Z = 14 - 7 = 7.$$

${}^{14}_{\text{N}} \left(\begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right)$

3. $2 \quad 5$

$1s^2 \underline{2s^2 sp^3}$, p-семейство.



4. Нормальное состояние, с.о. = ± 3, возбужденных состояний нет.

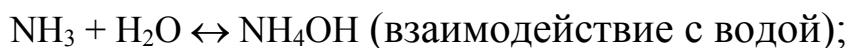
3+

N_2O_3 – оксид азота (III) (кислотные свойства).



3-

NH_3 – аммиак (основные свойства).



Азот также может иметь с.о. = +5, за счет перехода электронной пары с 2s подуровня и образования связи по донорно-акцепторному механизму.

Пример 5

$^{51}_{23}$
 V

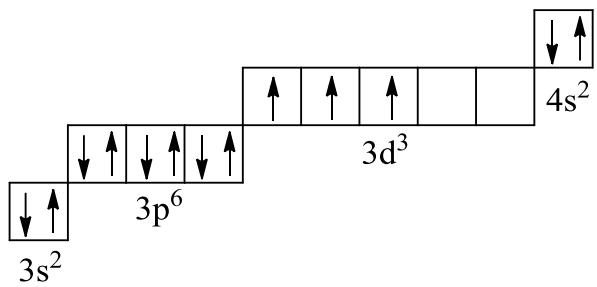
1. 23 - V группа, побочная подгруппа (B), 4 период, порядковый номер 23 (Z), атомная масса 51 (A).

$$2. \quad 23e, 23p^+, n^0 = A - Z = 51 - 23 = 28.$$

$^{51}_{23}$
 V
 $\left(\begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} \\ \\ \end{array} \right)$

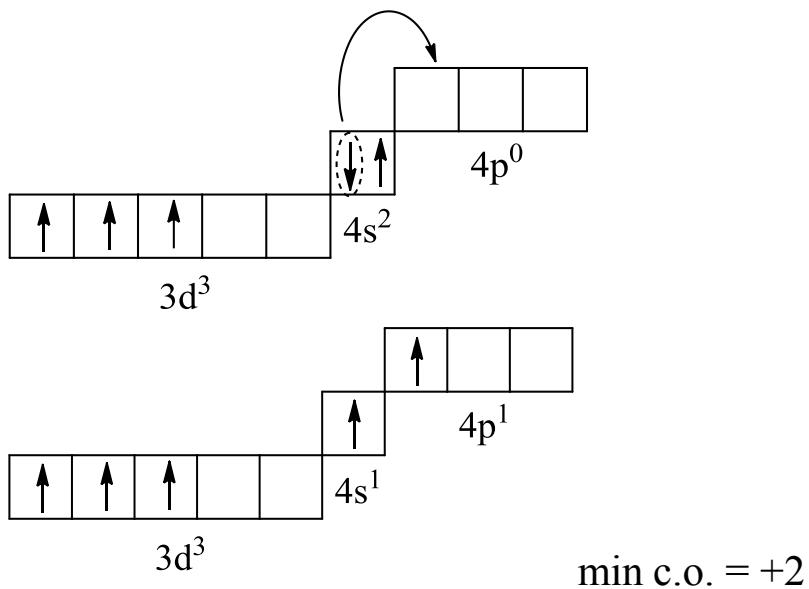
3. $2 \quad 8 \quad 11 \quad 2$

$1s^2 2s^2 sp^6 \underline{\mathbf{3s^2 3p^6 3d^3 4s^2}}$, d-семейство.



4. Нормальное состояние, с.о. = 0.

Возбужденное состояние (V^*), спаренный \bar{e} с $4s$ -подуровня переходит на $4p$ -подуровень.



$2+$

VO – оксид ванадия (II) (основные свойства).

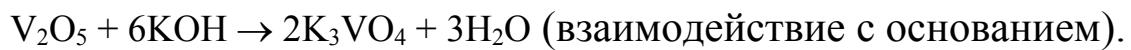
t



Если учитывать 3 неспаренных \bar{e} на $3d$ подуровне и 2 на внешнем, то $\max \text{c.o.} = +5$.

$5+$

V_2O_5 – оксид ванадия (кислотные свойства).



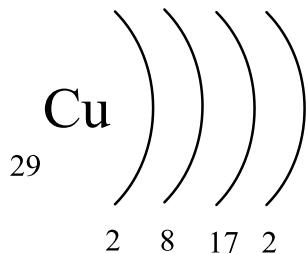
Пример 6

$^{64}_{\text{Cu}}$

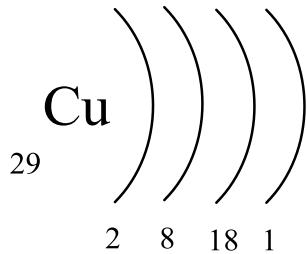
1. 29 - I группа, побочная подгруппа (B), 4 период, порядковый номер 29 (Z), атомная масса 64 (A).

2. $29\bar{e}, 29p^+, n^0 = A - Z = 64 - 29 = 35$.

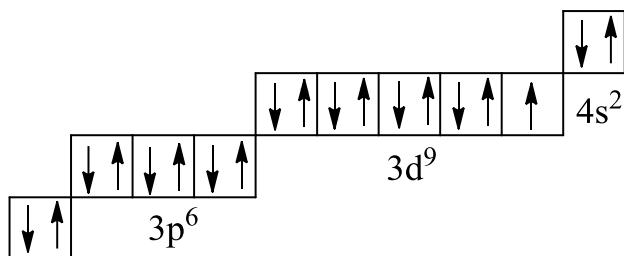
3. Электронное строение для меди (Cu) может иметь две формы.



Форма 1: $1s^2 2s^2 sp^6 \underline{3s^2} 3p^6 3d^9 4s^2$, d-семейство.



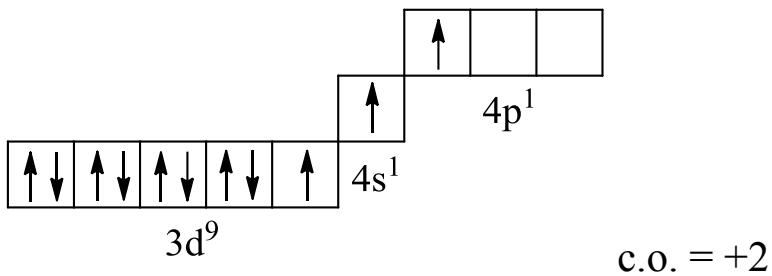
Форма 2: $1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \underline{4s^1}$, d-семейство. (образованная за счет проскока \bar{e} с 4s-подуровня на 3d-подуровень).



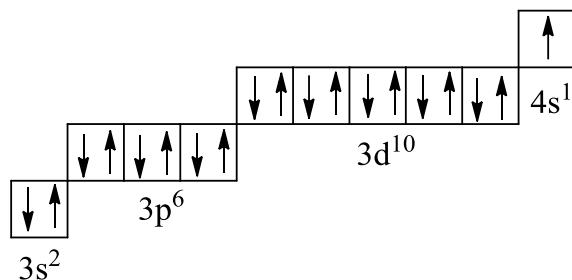
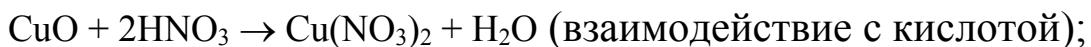
4. Форма 1. $^{3s^2}$

Нормальное состояние с.о. = 0

Возбужденное состояние (Cu^*), спаренный \bar{e} с 4s-подуровня переходит на 4p-подуровень.

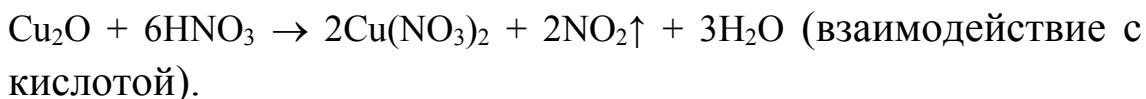


$^{2+}$
CuO – оксид меди (II), (основные свойства).



Форма 2. с.о. = +1

$^{1+}$
Cu₂O – оксид меди (I), (основные свойства).



Индивидуальное задание №2

1. Охарактеризовать элементы исходя из их положения в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Вариант	Элементы
1	Литий, кремний, хром
2	Калий, бром, титан
3	Стронций, кремний, железо
4	Кальций, хлор, цинк
5	Магний, германий, кобальт
6	Цезий, мышьяк, родий
7	Калий, селен, марганец

Продолжение таблицы

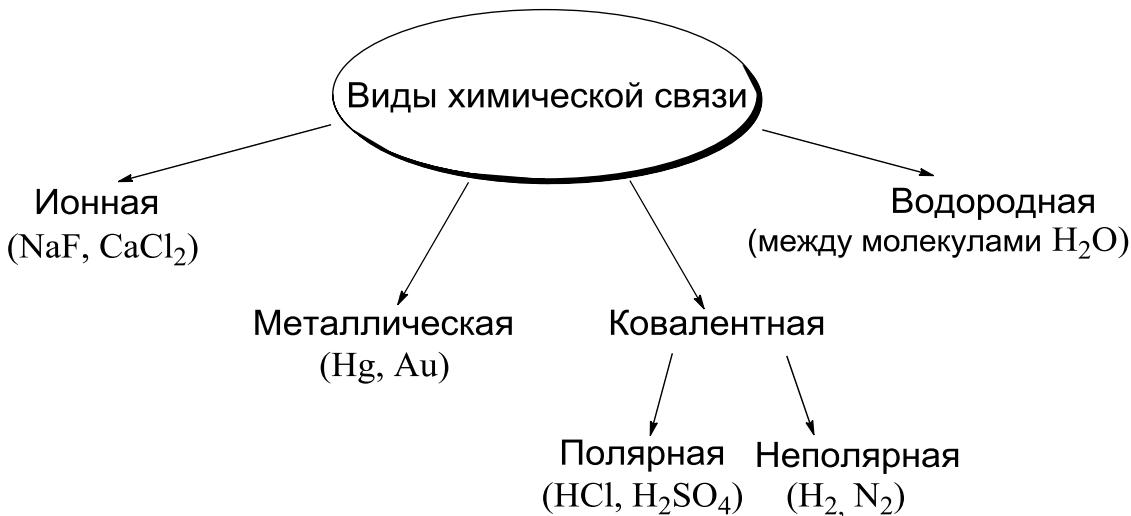
8	Бериллий, сурьма, никель
9	Радий, галлий, технеций
10	Франций, фосфор, молибден
11	Рубидий, йод, цирконий
12	Магний, теллур, гафний
13	Рубидий, алюминий, рений
14	Радий, мышьяк, вольфрам
15	Литий, астат, платина
16	Бериллий, полоний, хром
17	Франций, таллий, осмий
18	Кальций, олово, иридий
19	Цезий, индий, никель
20	Литий, висмут, резерфордий

Вопросы для самостоятельной работы

1. Назовите элемент, отличающийся по строению от всех элементов Периодической системы.
2. Укажите состав атомов перечисленных элементов: титан, вольфрам, платина.
3. Атомы каких элементов могут перейти в возбужденное состояние: кислород, германий, калий.
4. Перечислите элементы, имеющие 5 d-электронов в основном состоянии.
5. Определите все возможные степени окисления для мышьяка, кобальта и вольфрама.

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Химическая связь – это вид межатомных взаимодействий в молекулах, ионах, кристаллах, характеризуемый определенной энергией, обуславливающий существование многоатомных соединений.



Ионная – связь, которая образуется при взаимодействии атомов, резко отличающихся друг от друга по значениям электроотрицательности. В результате взаимодействия образуются ионы.

Металлическая – связь, образованная в результате взаимодействия относительно свободных электронов с ионами металлов.

Водородная – связь, которая образуется между атомом в водорода и атомом сильно электроотрицательного элемента (O, N, F).

Ковалентная – это связь, возникающая в результате образования общих электронных пар.

Ковалентная полярная – связь, которая образуется при взаимодействии атомов с разными, но не резко отличающимися значениями электроотрицательности.

Ковалентная неполярная – это связь, которая образуется при взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью.

Основными характеристиками ковалентной связи являются:

- *Энергия связи* – количество энергии, затрачиваемое на ее разрыв, кДж/моль (мера прочности);
- *Насыщаемость* определяется способностью атомов образовывать ограниченное количество химических связей;
- *Направленность* обуславливает пространственное строение молекул, в зависимости от того, какую форму и какое направление в пространстве имеют электронные облака при их взаимном перекрывании.

Прочность химической связи зависит от степени перекрывания электронных орбиталей. Различают σ - и π -связи (рисунок 3).

σ -связь – это ковалентная связь, образованная электронным облаком с максимальной плотностью на линии, соединяющей центры атомов.

π -связь – это ковалентная связь, образованная за счет перекрывания электронов по обе стороны от линии соединяющей центры атомов.

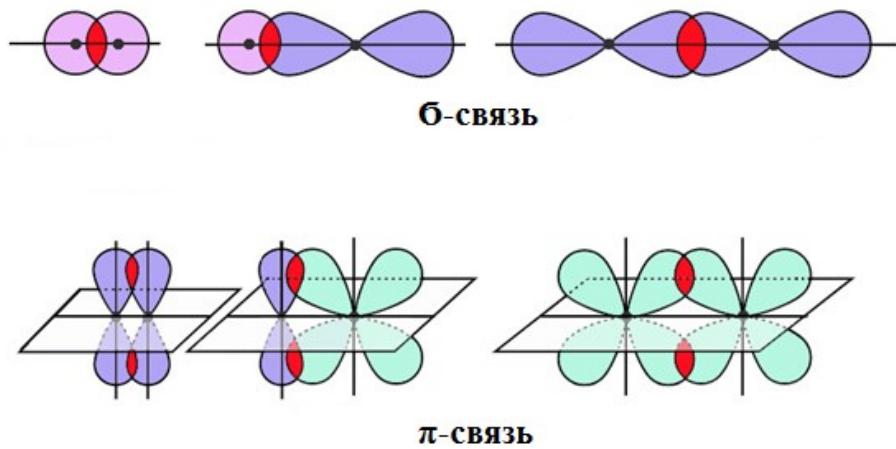
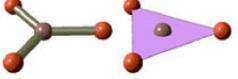
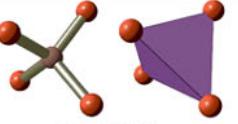
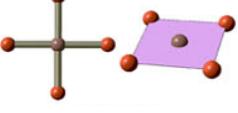
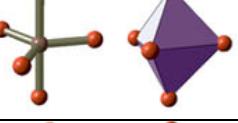
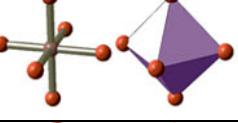
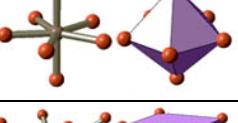
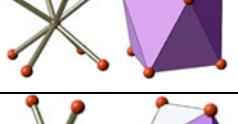
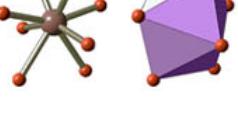


Рисунок 3.
Примеры образования σ - и π -связи

Гибридизация – выравнивание электронных орбиталей разных подуровней по форме и энергии.

Гибридизация электронных орбиталей центрального атома, оказывает влияние на форму молекулы (таблица 4).

Таблица 4
Строение молекул

Тип гибридизации	Координатное число	Геометрия	Пример	
sp	2	линейная		BeCl_2
sp^2	3	треугольная		BCl_3
sp^3	4	тетраэдр		CH_4 NH_4^+
dsp^2	4	квадрат		$[\text{ICl}_4]^-$
sp^3d	5	тригональная бипирамида		PCl_5
sp^3d^2 d^2sp^3	6	октаэдр		SF_6
d^3sp^3	7	пентагональная бипирамида		$[\text{Mo}(\text{CN})_7]^{3-}$
d^5p^3	8	квадратная антипризма		$[\text{TaF}_8]^{3-}$
d^4sp^3	8	додекаэдр		$[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$

4. ТЕРМОДИНАМИКА И КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Термодинамика – наука о взаимопревращениях различных форм энергии и законах этих превращений. Термодинамика базируется только на экспериментально обнаруженных объективных закономерностях, выраженных в двух *основных началах (законах) термодинамики*.

Термодинамика изучает:

1. Переходы энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой;
2. Энергетические эффекты, сопровождающие различные физические и химические процессы и зависимость их от условий протекания данных процессов;
3. Возможность, направление и пределы самопроизвольного протекания процессов в рассматриваемых условиях.

В любом процессе соблюдается закон сохранения энергии, который является *первым законом термодинамики*.

Первый закон термодинамики – изменение внутренней энергии системы при переходе из одного состояния в другое равно сумме количества теплоты, подведенной к системе из вне и работе внешних сил действующих на нее (формула 1):

$$\Delta U = Q + A \quad (1)$$

Q – количество теплоты, A – работа, ΔU – изменение внутренней энергии системы.

При протекании химических реакций температура в замкнутой системе может, уменьшаться или увеличиваться. Это означает, что количество тепла поглощается или выделяется.

Тепловой эффект реакции в термодинамике принято выражать через величину энталпии.

Энталпия (H , кДж/моль) – это запас энергии вещества при заданных давлении и температуре.

Часто энталпию системы называют *теплосодержанием*.

Изменение теплосодержания при протекании реакции

принято обозначать величиной ΔH .

Если $\Delta H < 0$, то энергия в ходе реакции выделяется, и реакция называется *экзотермической*.

Если $\Delta H > 0$, то энергия поглощается, и реакция называется *эндотермической*.

Важнейшей термохимической характеристикой вещества служит стандартная теплота образования ΔH_{298}^0 в кДж/моль (стандартные условия: $t = 25^\circ\text{C}$; $P = 1$ атм = 0,1 МПа).

Тепловой эффект химической реакции ($\Delta H_{x.p.}$) равен сумме энталпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энталпий образования исходных веществ (следствие из закона Гесса, формула 2):

$$\Delta H_{x.p.}^0 = \sum_{\text{реакции}} \Delta H_{\text{обр. продуктов}}^0 - \sum_{\text{веществ}} \Delta H_{\text{обр. исходных}}^0 \quad (2)$$

Направление самопроизвольного протекания химических реакций определяется двумя факторами: тенденции к переходу системы в состояние с наименьшей внутренней энергией ($\Delta H < 0$), и тенденции к достижению наиболее вероятного состояния ($\Delta S > 0$).

Энтропия (S , Дж/моль•К) - это энергия, которая затрачивается на хаотическое, беспорядочное движение частиц в системе, количественная мера беспорядка.

Изменение энтропии в результате протекания химической реакции обозначается $\Delta S_{x.p.}$ и вычисляется по формуле 3:

$$\Delta S_{x.p.}^0 = \sum_{\text{реакции}} \Delta S_{\text{обр. продуктов}}^0 - \sum_{\text{веществ}} \Delta S_{\text{обр. исходных}}^0 \quad (3)$$

Изменение агрегатного состояния вещества (твердое \rightarrow жидкое \rightarrow газообразное) приводит к увеличению степени беспорядка, следовательно, к увеличению энтропии $\Delta S > 0$.

Для установления возможности протекания химической реакции необходим количественный критерий принципиальной осуществимости процесса. Таким критерием является изменение свободной энергии системы (энергия Гиббса, ΔG).

Изменение энергии Гиббса при протекании химической реакции вычисляется по формуле 4:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (4)$$

ΔH (изменение энталпии) имеет порядок 40-400 кДж/моль; Т –температура по шкале Кельвина; ΔS (изменение энтропии) имеет порядок 4-120 Дж/моль.

Если $\Delta G < 0$ – реакция возможна;

$\Delta G > 0$ – самопроизвольное протекание процесса невозможно;

$\Delta G = 0$ – система находится в состоянии равновесия.

Если реакция протекает при низкой температуре (близкой к 0 К), то изменении энергии Гиббса будет зависеть от ΔH .

При температурах больше 1000К величина произведения $T\Delta S$ становится больше величины ΔH , и вероятность протекания реакции увеличивается. Таким образом, чем меньше величина ΔH и больше значение $T\Delta S$, тем меньше значение ΔG , а вероятность протекания реакции больше.

ΔG химических реакций можно рассчитать по формуле 5:

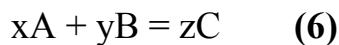
$$\Delta G_{x.p.}^0 = \sum_{\text{реакции}} \Delta G_{\text{обр. продуктов}}^0 - \sum_{\text{веществ}} \Delta G_{\text{обр. исходных}}^0 \quad (5)$$

Кинетика

Химическая кинетика – раздел химии изучающий скорость протекания химических реакций, их механизмы и факторы, влияющие на скорость.

Основной закон химической кинетики (*закон действующих масс*): скорость химической реакции прямопропорцио-

нальна произведению концентраций реагирующих веществ (формулы 6,7).



$$V = k \cdot C_A^x \cdot C_B^y \quad (7)$$

k – коэффициент пропорциональности (константа скорости реакции);

C_A и C_B – концентрации веществ;

x и y – коэффициенты в уравнении реакции.

Факторы, влияющие на протекание химических реакций:

1. Температура (t)

Экспериментальные данные показывают, что повышение температуры приводит к увеличению скорости протекания химических реакций.



Согласно эмпирическому правилу Вант-Гоффа (1884 г.), при повышении температуры на 10 градусов скорость большинства химических реакций возрастает в 2-4 раза (формула 8).

Якоб Хендрик Вант-Гофф
(1852-1911 гг.)

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (8)$$

V_2 – скорость реакции при t_2 ;

V_1 – скорость реакции при t_1 ;

γ – температурный коэффициент скорости реакции (коэффициент Вант-Гоффа).

2. Концентрация (давление для газообразных веществ)

Повышение концентрации исходных соединений способствует увеличению скорости химической реакции, согласно закону действующих масс (формулы 9,10):



$$V = k \cdot C_A^x \cdot C_B^y \quad (10)$$

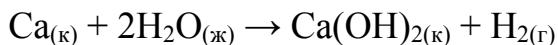
3. Влияние катализатора

Катализатор – это вещество увеличивающее скорость химической реакции и остающееся в неизменном состоянии и количестве.

Большинство химических реакций протекает в присутствии катализаторов. Неоценима роль биологических катализаторов – ферментов. Почти все биохимические реакции проходят в живой клетке с их участием. В природе известно более 2000 ферментов, которые почти одинаковы для растительных и животных клеток, для высших и простейших организмов. Ферменты отличаются от других катализаторов особенно большой ускоряющей способностью, селективностью, и весьма сложным молекулярным строением.

Пример 1

Рассчитать тепловой эффект реакции, определить какой является реакция: эндотермической или экзотермической.



Решение: тепловой эффект равен изменению энталпии реакции, взятой с обратным знаком.

Изменение энталпии можно рассчитать по формуле 2:

$$\Delta H_{x.p.}^0 = \sum \Delta H_{\text{обр. продуктов}}^0 - \sum \Delta H_{\substack{\text{обр. исходных} \\ \text{веществ}}}^0 \quad (2)$$

Из приложения 6 выпишем значения ΔH_{298}^0 исходных веществ и продуктов реакции:

$$\Delta H_{298}^0 (Ca_{(k)}) = 0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^0 (H_2O_{(ж)}) = -258,84 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^0 (Ca(OH)_{2(k)}) = -986,20 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{298}^0 (H_{2(g)}) = 0 \text{ кДж/моль}$$

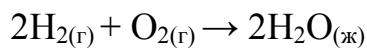
Подставим значения и рассчитаем ΔH_{298}^0 химической реакции:

$$\Delta H_{298}^0 = -986,20 + 0 - (0 + (-258,84)) = -468,52 \text{ кДж}$$

$Q = -\Delta H = 468,52 \text{ кДж}$ – эндотермическая реакция

Пример 2

Проведя расчет величины энергии Гиббса определить возможность протекания реакции при стандартных условиях.



Решение: в соответствии со следствием из закона Гесса изменение энергии Гиббса можно рассчитать по формуле 5:

$$\Delta G_{x.p.}^0 = \sum_{\text{реакции}} \Delta G_{\text{обр. продуктов}}^0 - \sum_{\text{веществ}} \Delta G_{\text{обр. исходных}}^0 \quad (5)$$

Из приложения 6 выпишем значения ΔG_{298}^0 исходных веществ и продуктов реакции:

$$\Delta G_{298}^0 (H_{2(g)}) = 0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{298}^0 (O_{2(g)}) = 0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{298}^0 (H_2O_{(ж)}) = -237,5 \text{ кДж/моль}$$

Подставим значения и рассчитаем ΔG_{298}^0 химической реакции:

$$\Delta G_{298}^0 = -237,5 - (0+0) = -237,5 \text{ кДж}$$

Так как величина $\Delta G_{x.p.}^0 < 0$, то реакция при стандартных условиях протекает самопроизвольно.

Пример 3

Рассчитать, как изменится скорость реакции при увеличении концентрации водорода в 2 раза, если исходная концентрация водорода равна 3 моль/л, азота 1 моль/л.

Дано:

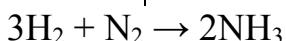
$$C_{H_2\text{ исх.}} = 3 \text{ моль/л}$$

$$C_{N_2} = 1 \text{ моль/л}$$

$$C_{H_2} = 2 \cdot 3 \text{ моль/л}$$

Найти:

$$\frac{V}{V_{\text{исх.}}} - ?$$



Решение:

По закону сохранения масс скорость реакции рассчитывается по уравнению:

$$V = k \cdot C^3_{H_2} \cdot C_{N_2}$$

Скорость реакции при исходных концентрациях

$$V = k \cdot 3^3 \cdot 1$$

Скорость реакции при увеличении концентрации водорода

$$V = k \cdot (2 \cdot 3)^3 \cdot 1$$

Для ответа на вопрос об изменении скорости реакции нужно рассчитать соотношение скоростей:

$$\frac{V}{V_{\text{исх.}}} = \frac{k \cdot (2 \cdot 3)^3 \cdot 1}{k \cdot 3^3 \cdot 1} = \frac{k \cdot 216}{k \cdot 27} = 8$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 8 раз.

Индивидуальное задание №3

1. Расставить коэффициенты в реакции. Определить возможность протекания и тепловой эффект указанной химической реакции. Определить какая реакция протекает: эндо- или экзотермическая?

Рассчитать, как изменится скорость прямой химической реакции при увеличении концентрации C_1 (первого исходного) в 3 раза или при уменьшении концентрации C_2 (второго

исходного) в 2 раза.

Вариант	Реакция	C ₁ , моль/л	C ₂ , моль/л
1	Ag(к) + Br ₂ (г) → AgBr(к)	2	1
2	Bi(к) + Cl ₂ (г) → BiCl ₃ (к)	1	2
3	CO(г) + O ₂ (г) → CO ₂ (г)	2	3
4	BaO(к) + CO ₂ (г) → BaCO ₃ (к)	3	2
5	Ca(к) + Cl ₂ (г) → CaCl ₂ (к)	3	1
6	CH ₄ (г) + O ₂ (г) → CO ₂ (г) + H ₂ O(г)	1	3
7	C ₂ H ₄ (г) + O ₂ (г) → CO ₂ (г) + H ₂ O(г)	2	2
8	C ₂ H ₄ (г) + H ₂ O(ж) → C ₂ H ₅ OH(ж)	1	1
9	Cs ₂ O(к) + H ₂ O(ж) → CsOH(к)	4	1
10	Cu ₂ O(к) + O ₂ (г) → CuO(к)	1	4
11	Cu(к) + S(к) → CuO(к)	4	2
12	FeO(к) + O ₂ (г) → Fe ₂ O ₃ (к)	2	4
13	H ₂ O(ж) + K ₂ O(к) → KOH(к)	4	3
14	K(к) + H ₂ (г) → KH(к)	3	4
15	NO(г) + O ₂ (г) → NO ₂ (к)	1	2
16	NH ₃ (г) + HCl(г) → NH ₄ Cl(к)	3	1
17	NaOH(к) + CO ₂ (г) → Na ₂ CO ₃ (к) + H ₂ O(ж)	1	4
18	P(красн.) + Cl ₂ (г) → PCl ₃ (г)	3	2
19	H ₃ PO ₄ (ж) + Ca(к) → Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к) + H ₂ (г)	2	3
20	PbO(к) + SO ₃ (г) → PbSO ₄ (к)	4	4

Вопросы для самостоятельной работы

- Что изучает химическая термодинамика?
- Что изучает химическая кинетика?
- Дайте формулировку закону действующих масс.
- Рассчитать величину теплового эффекта реакции, в которой 100 г оксида кальция реагируют с водой.
- Как изменится скорость химической реакции образования воды из простых веществ при увеличении давления в 4 раза?

5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Растворы представляют собой гомогенную (однород-

ную) систему, состоящую из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Растворителем считают тот компонент, количество которого в растворе преобладает.

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или определенном объеме раствора (или растворителя). Существует несколько способов выражения концентрации раствора.

Процентная концентрация или массовая доля (ω , %) вещества в растворе – это количество граммов растворенного вещества, содержащееся в 100 граммах раствора. Может быть рассчитана через пропорцию или по формуле 11:

$$\omega = \frac{m_{(в-ва)}}{m_{(р-па)}} \cdot 100\% \quad (11)$$

Молярная концентрация (C_m , моль/л) – это число моль растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора (формула 12).

$$C_m = \frac{m_{(в-ва)}}{M \cdot V_{(л)}} \quad (12)$$

Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация или нормальность) (C_n или N , моль-экв./л) – это число моль-эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора (формула 13).

$$C_n = \frac{m_{(в-ва)}}{\mathcal{E} \cdot V_{(л)}} \quad (13)$$

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химической реакции. Масса одного эквивалента вещества, выраженная в граммах, называется *эквивалентной массой*.

Для вычисления эквивалентной массы *элемента* атомную массу его делят на валентность (формула 14):

$$\mathcal{E}(\text{Al}) = A/3 \quad \mathcal{E}(\text{Na}) = A/1 \quad \mathcal{E}(\text{O}_2) = A/2 \quad (14)$$

Для вычисления эквивалентной массы **кислоты** ее молярную массу делят на количество атомов водорода, замещающихся на металл, т. е. на основность кислот (формула 15):

$$\mathcal{E}(\text{HNO}_3) = M/1 \quad \mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/2 \quad \mathcal{E}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M/3 \quad (15)$$

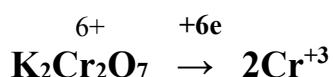
Для вычисления эквивалентной массы *основания* его молярную массу делят на количество гидроксильных групп, участвующих в реакции (формула 16):

$$\mathcal{E}(\text{KOH}) = M/1 \quad \mathcal{E}(\text{Ca(OH)}_2) = M/2 \quad \mathcal{E}(\text{Fe(OH)}_3) = M/3 \quad (16)$$

Для вычисления эквивалентной массы *соли* молярную массу делят на суммарную степень окисления металла (формула 17):

$$\mathcal{E}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M/2 \quad \mathcal{E}(\text{Al}^{+3}(\text{SO}_4)_3) = M/6 \quad \mathcal{E}(\text{FeCl}_3) = M/3 \quad (17)$$

Для вычисления эквивалентной массы *окислителя* (*восстановителя*) его молярную массу делят на количество принятых (отданных) электронов одним моль окислителя или восстановителя (формула 18):



$$\mathcal{E}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = M/6 \quad (18)$$

Согласно закону эквивалентов все вещества взаимодействуют в количествах, прямо пропорциональных их эквива-

лентам, поэтому растворы одинаковой нормальности (т.е. содержащие одинаковое число эквивалентов в 1 л раствора) взаимодействуют в равных объемах, а растворы различных нормальностей реагируют в объемах обратно пропорциональных их нормальностям – *правило пропорциональности* (формулы 19,20):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2} \quad (19)$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$

Это правило лежит в основе большинства расчетов в титриметрическом (объемном) анализе, поэтому в титриметрическом анализе работают с растворами нормальной концентрации.

Пример 1

Сделать расчет на приготовление 340 г раствора пищевой соли с массовой долей 7 %.

Дано:

$$m(p-pa) = 340 \text{ г}$$

$$\omega = 7 \%$$

Решение:

Используем формулу 11 для расчета процентной концентрации

$$\omega = \frac{m(v-va)}{m(p-pa)} \cdot 100\% \quad (11)$$

Найти:
 $m(v-va)$ - ?

Из формулы выводим $m(v-va)$

$$m(v - va) = \frac{\omega \cdot 100\%}{m(p - pa)}$$

$$m(v - va) = \frac{7 \cdot 100\%}{340} = 2,06 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 340 г раствора поваренной соли с массовой долей 7 % потребуется 2,06 г вещества.

Пример 2

Сделать расчет на приготовление 1,2 л 4 % раствора карбоната калия ($\rho = 1,07$ г/мл).

Дано:

$$V = 1,2 \text{ л} = 1200 \text{ мл}$$

$$\omega = 4 \%$$

$$\rho = 1,07 \text{ г/мл}$$

Найти:

$$m(\text{в-ва}) - ?$$

Решение:

Используем формулу 11 для расчета процентной концентрации

$$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-па})} \cdot 100\% \quad (11)$$

$$\text{Чтобы найти } m(\text{р-па}) = V(\text{мл}) \cdot \rho$$

$$m(\text{р-па}) = 1200 \cdot 1,07 = 1284 \text{ г}$$

Из формулы 11 выводим $m(\text{в-ва})$

$$m(\text{в - ва}) = \frac{\omega \cdot 100\%}{m(\text{р - па})}$$

$$m(\text{в - ва}) = \frac{4 \cdot 100\%}{1284} = 0,31 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 1,2 л 4 % раствора карбоната калия ($\rho = 1,07$ г/мл) потребуется 0,31 г вещества.

Пример 3

Сделать расчет на приготовление 350 г 3 % раствора нитрата меди из кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Дано:

$$m(\text{р-па}) = 350 \text{ г}$$

$$\omega = 3 \%$$

Найти:

$$m(\text{в-ва}) - ?$$

Решение:

Используем формулу 11 для расчета процентной концентрации

$$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-па})} \cdot 100\% \quad (11)$$

Из формулы 11 выводим $m(\text{в-ва})$

$$m_{(в - ва)} = \frac{\omega \cdot 100\%}{m_{(p - pa)}}$$

$$m_{(в - ва)} = \frac{3 \cdot 100\%}{350} = 0,86 \text{ г}$$

Однако, мы узнали массу безводной соли. Нужно произвести перерасчет на массу кристаллогидрата через пропорцию. Для этого нужно посчитать молекулярные массы безводной соли и ее кристаллогидрата

$$\begin{aligned} M(Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O) &= 64 + (14 + 16 \cdot 3) \cdot 2 + 3 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 242 \text{ г/моль} \\ M(Cu(NO_3)_2) &= 188 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

$$\begin{array}{l} 188 \text{ г/моль} - 0,86 \text{ г} \\ 242 \text{ г/моль} - x \end{array}$$

$$x = \frac{242 \cdot 0,86}{188} = 1,11 \text{ г}$$

Ответ: для приготовления 350 г 3 % раствора нитрата меди из кристаллогидрата $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$ потребуется 1,11 г вещества.

Пример 4

Сделать расчет на приготовление 1,5 л 0,2н HCl из 10% ($\rho = 1,047 \text{ г/мл}$).

Дано:

$$V = 1,5 \text{ л}$$

$$C_n = 0,2\text{n}$$

$$\omega = 10 \%$$

$$\rho = 1,047 \text{ г/мл}$$

Решение:

Используем формулу 13 для расчета нормальной концентрации

Найти:

$$V - ?$$

$$C_n = \frac{m_{(в-ва)}}{\vartheta \cdot V_{(л)}} \quad (13)$$

Находим $m_{(в-ва)}$, так как $m_{(в-ва)}$ 0,2н раствора будет равна

$m_{(в-ва)}$ 10% раствора, то $m_{(в-ва)} = C_n \cdot V_{(л)} \cdot \mathcal{E}$

Находим эквивалент по формуле 15 (n - количество ионов водорода):

$$\mathcal{E} = \frac{M}{n} \quad (15)$$

$$M(HCl) = 1 + 35,5 = 36,6 \text{ г/моль}$$

$$\mathcal{E} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль-экв.}$$

$$m_{(в-ва)} = 0,2 \cdot 1,5 \cdot 36,5 = 11 \text{ г}$$

Используем формулу 11 для расчета процентной концентрации. Из которой выражаем $m(p-pa)$:

$$\omega = \frac{m_{(в-ва)}}{m_{(p-pa)}} \cdot 100\% \quad (11)$$

$$m_{(p-pa)} = \frac{m_{(в-ва)} \cdot 100\%}{\omega}$$

$$m_{(p-pa)} = \frac{11 \cdot 100\%}{10} = 110 \text{ г}$$

Найдем $V_{(мл)}$ 10% раствора

$$V_{(мл)} = \frac{m_{(p-pa)}}{\rho}$$

$$V_{(мл)} = \frac{110}{1,047} = 105 \text{ мл}$$

Ответ: для приготовления 1,5 л 0,2н раствора соляной кислоты потребуется 105 мл 10% HCl ($\rho = 1,07 \text{ г/мл}$).

Пример 5

Рассчитать процентную, молярную и нормальную концентрацию раствора ($\rho = 1,18 \text{ г/мл}$), в 200 мл которого содержится 40 г CuSO₄.

Дано:

$V = 200 \text{ мл}$

$m = 40 \text{ г}$

Найти:

$\omega - ?$

$C_m - ?$

$$\rho = 1,18 \text{ г/мл}$$

$$|\text{C}_\text{H} - ?$$

Решение:

Используем формулу 11 для расчета процентной концентрации

$$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{п-па})} \cdot 100\% \quad (11)$$

Чтобы найти $m(\text{п-па}) = V(\text{мл}) \cdot \rho$

$$m(\text{п-па}) = 200 \cdot 1,18 = 236 \text{ г}$$

$$\omega = \frac{40}{236} \cdot 100\% = 17\%$$

Используем формулу 12 для расчета молярной концентрации

$$C_\text{M} = \frac{m(\text{в-ва})}{M \cdot V(\text{л})} \quad (12)$$

Находим молекулярную массу (M):

$$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}$$

$$C_\text{M} = \frac{40}{160 \cdot 0,2} = 1,25 \text{ моль/л}$$

Используем формулу 13 для расчета нормальной концентрации

$$C_\text{H} = \frac{m(\text{в-ва})}{\mathcal{E} \cdot V(\text{л})} \quad (13)$$

Находим эквивалент соли по формуле 17 (n – суммарная степень окисления металла):

$$\begin{aligned} \mathcal{E} &= \frac{M}{n} \quad (17) \\ \mathcal{E} &= \frac{160}{2} = 80 \text{ г/моль-экв.} \end{aligned}$$

$$C_\text{H} = \frac{40}{80 \cdot 0,2} = 2,5n$$

Ответ: процентная концентрация равна 17%, молярная концентрация равна 1.25 моль/л, нормальная концентрация равна $2,5n$.

Пример 6

Какой объем 0,1н раствора хлорида натрия потребуется для осаждения ионов серебра из 10 мл 0,08н раствора нитрата

серебра.

Дано:

$$\begin{aligned}C_{\text{H1}} (\text{NaCl}) &= 0,1 \text{н} \\C_{\text{H2}} (\text{AgNO}_3) &= 0,08 \text{н} \\V_2 (\text{AgNO}_3) &= 10 \text{ мл}\end{aligned}$$

Найти:

$$V - ?$$

Решение:

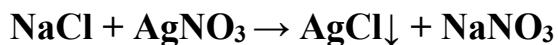
Существует два способа решения этой задачи:

Первый способ:

Используем правило пропорциональности формула 20:

$$\begin{aligned}\frac{V_1}{V_2} &= \frac{C_2}{C_1} \quad (20) \\V_1 &= \frac{V_2 \cdot C_{\text{H2}}}{C_{\text{H1}}} \\V_1 &= \frac{10 \cdot 0,08}{0,1} = 8 \text{ мл}\end{aligned}$$

Второй способ:



Используем формулу 13 для расчета нормальной концентрации

$$\begin{aligned}C_{\text{H}} &= \frac{m(\text{в-ва})}{\mathcal{E} \cdot V(\text{л})} \quad (13) \\m(\text{в-ва}) &= C_{\text{H}} \cdot V(\text{л}) \cdot \mathcal{E}\end{aligned}$$

Находим молекулярную массу (**M**):

$$M(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 16 \cdot 3 = 170 \text{ г/моль}$$

Находим эквивалент по формуле 17 (n – суммарная степень окисления металла):

$$\begin{aligned}\mathcal{E} &= \frac{M}{n} \quad (17) \\ \mathcal{E} &= \frac{170}{1} = 170 \text{ г/моль-экв.} \\ m(\text{в-ва}) &= C_{\text{H}} \cdot V(\text{л}) \cdot \mathcal{E} = 0,08 \cdot 0,01 \cdot 170 = 0,136 \text{ г}\end{aligned}$$

Находим молекулярную массу (**M**):

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

Зная молекулярные массы веществ и хотя бы одну $m(\text{в-ва})$ через пропорцию можно рассчитать неизвестную $m(\text{в-ва})$

$$\begin{array}{l}170 \text{ г/моль} - 0,136 \text{ г} \\58,5 \text{ г/моль} - x\end{array}$$

$$x = \frac{58,5 \cdot 0,136}{170} = 0,05 \text{ г}$$

Используем формулу 13 для расчета нормальной концентрации

$$C_n = \frac{m(v - va)}{\mathcal{E} \cdot V(l)} \quad (13)$$

Найдем V :

$$V(l) = \frac{m(v - va)}{\mathcal{E} \cdot C_n}$$

$$\mathcal{E}(NaCl) = \frac{58,5}{1} = 58,5 \text{ г/моль} - \text{экв.}$$

$$V(ml) = \frac{0,05}{58,5 \cdot 0,1} = 8 \text{ мл}$$

Ответ: для осаждения ионов серебра из 10 мл 0,08н раствора нитрата серебра потребуется 8 мл 0,1н раствора хлорида натрия.

Индивидуальное задание №4

1. Рассчитать молярную и нормальную концентрации для указанных растворов (плотность раствора = 1 г/см³).
2. Рассчитать процентную концентрацию 50 г раствора вещества 1, которое взаимодействует с 100 мл 2н вещества 2.

Вариант	1	2	
		Вещество 1	Вещество 2
1	100 г 5% раствора сульфата меди	NaOH	HCl
2	50 г 7% раствора серной кислоты	KOH	H ₂ SO ₄
3	150 г 10% раствора хлорида натрия	NaOH	CuSO ₄
4	125 г 12% раствора нитрата серебра	HNO ₃	Na ₂ CO ₃
5	120 г 17% раствора фосфата калия	HNO ₃	BeCO ₃
6	200 г 15% раствора гидроксида бария	Na ₂ SiO ₃	MgCl ₂
7	500 г 6% раствора гидроксида натрия	Na ₂ SiO ₃	Zn(NO ₃) ₂
8	300 г 15% раствора ацетата магния	K ₂ S	HCl
9	400 г 10% раствора нитрата кадмия (II)	K ₂ S	HgCl ₂
<i>Продолжение таблицы</i>			
10	350 г 12% раствора сульфата золота (III)	CuSO ₄	BaCl ₂

11	140 г 5% раствора силиката калия	CuSO_4	SrCl_2
12	70 г 25% раствора хлорида бария	Na_3PO_4	AgNO_3
13	80 г 3% раствора фосфорной кислоты	Na_3PO_4	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
14	90 г 3% раствора азотной кислоты	Na_3PO_4	AlCl_3
15	150 г 10% раствора сульфата алюминия	LiOH	H_3PO_4
16	130 г 8% раствора нитрата свинца	LiOH	H_2S
17	90 г 9% раствора хлорида железа (III)	LiOH	HF
18	250 г 7% раствора сульфата цинка	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Na_2CO_3
19	333 г 3% раствора перманганата калия	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	K_2SO_4
20	440 г 10% раствора нитрата железа (II)	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	K_2CrO_4

Вопросы для самостоятельной работы

1. Указать единицы измерения для молярной, нормальной и процентной концентраций.
2. Как рассчитывается эквивалент серной кислоты?
3. Как рассчитывается эквивалент дихромата калия для окислительно-восстановительной реакции?
4. Рассчитать эквивалент для гидрофосфата натрия.
5. Чему равен эквивалент азотной кислоты при ее взаимодействии с медью?

6. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

Все химические вещества подразделяются *2 группы*: на *электролиты и неэлектролиты*.

Электролитами называются вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.



Сванте Август
Аррениус
(1859-1927 гг.)

К электролитам относятся растворы и расплавы кислот, оснований и солей, к неэлектролитам – большинство органических соединений, а также вещества, в молекулах которых имеются только неполярные или малополярные связи. Объяснение этому явлению было дано шведским ученым С. Аррениусом в 1887 году в виде *Теории электролитической диссоциации*.

В дальнейшем она была развита многими учеными на основе учения о строении атомов и химической связи. Большой вклад в эту теорию среди русских ученых внесли Д. И. Менделеев и его последователи - Д.П. Коновалов, В.А. Кистяковский, Н.А. Каблуков и др.

Современное содержание *Теории электролитической диссоциации* можно свести к следующим положениям:

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы). Распад молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул воды называется *электролитической диссоциацией* (рисунок 4).

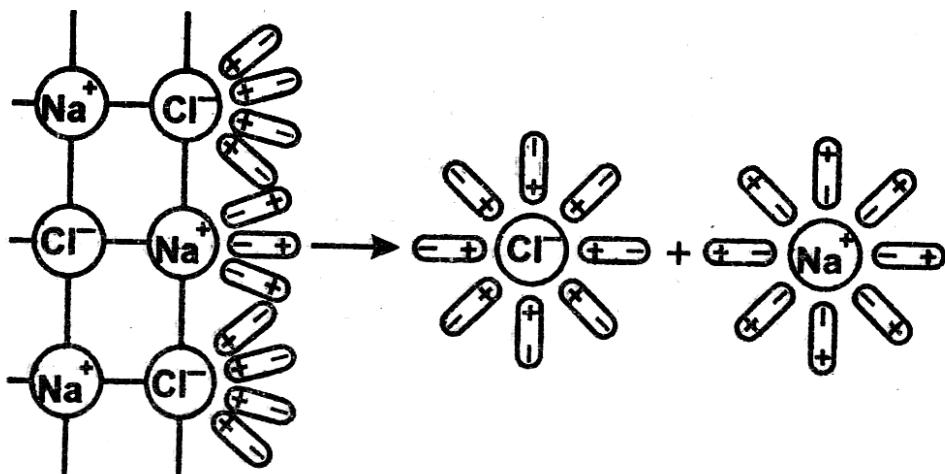
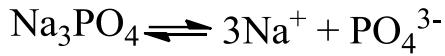
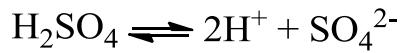
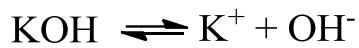
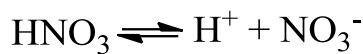


Рисунок 4.
Электролитическая диссоциация хлорида натрия



2. **Диссоциация** – процесс обратимый: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости:



Количественной характеристикой процесса диссоциации может служить степень электролитической диссоциации.

Степень диссоциации (α) – это отношение числа молекул (n), распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул (N) (формулы 21,22):

$$\alpha = n / N \quad (21)$$

$$\alpha = \frac{n}{N} \times 100\% \quad (22)$$

Степень диссоциации определяется опытным путем и выражается в долях единицы или в процентах. Например, если $\alpha = 10\%$, то это значит, что из 100 молекул данного электролита 10 распалось на ионы, при $n = N$ степень диссоциации $\alpha = 1$ или 100% . В этом случае все молекулы растворенного вещества распались на ионы; если $n = 0$, то вещество совсем не распадается на ионы – *неэлектролит*.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и концентрации раствора.

С уменьшением концентрации электролита (при разбавлении) степень диссоциации увеличивается так:

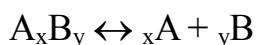
в 0,1М растворе CH_3COOH $\alpha = 1,3\%$,

в 0,01М растворе CH_3COOH $\alpha = 4,2\%$,

в 0,001М растворе CH_3COOH $\alpha = 12,4\%$.

Константа диссоциации (K) – это отношение произведения концентрации диссоциированных ионов к концентрации недиссоциированных молекул электролита (формула 22).

Она показывает во сколько раз скорость диссоциации больше скорости ассоциации. Чем больше константа диссоциации, тем сильнее электролит. Она зависит от природы электролита и растворителя, температуры и не зависит от концентрации раствора (приложение 7).



$$K_d = \frac{[A]^x \times [B]^y}{[A_x B_y]} \quad (22)$$

где $[A]$, $[B]$ и $[A_x B_y]$ – концентрации А, В и комплекса $A_x B_y$ соответственно.

Все электролиты подразделяются на: сильные, средние и слабые. Сила электролита определяется степенью электролитической диссоциации.

Сильные электролиты ($\alpha > 30\%$).

При растворении в воде большая часть молекул диссоциирует на ионы. К ним относятся: растворимые соли и основания, многие минеральные кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , H_I , $HClO_4$ и др.).

Средние электролиты ($3\% > \alpha < 30\%$).

Примерами являются некоторые кислоты: H_2SO_3 , H_3PO_4 и др.

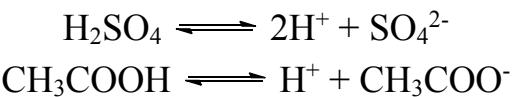
Слабые электролиты ($\alpha < 3\%$).

При растворении в воде лишь незначительное количество молекул диссоциирует на ионы. К ним относятся: почти все органические кислоты (CH_3COOH , $HCOOH$ и др.), некоторые минеральные кислоты (H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , $HClO$, H_2SiO_3 , H_3BO_3), нерастворимые основания.

С помощью Теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода.

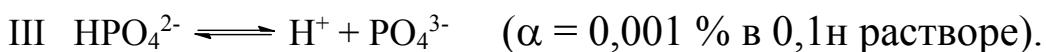
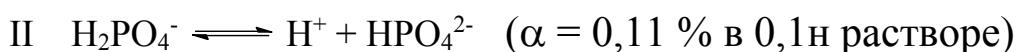
Например:



Основность кислоты определяется числом ионов водорода, которые образуются при диссоциации, эти же ионы

водорода способны замещаться в кислоте на металл. Так, HCl , HNO_3 , CH_3COOH – одноосновные кислоты; H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3 – двухосновные кислоты; H_3PO_4 , H_3AsO_4 – трехосновные кислоты.

Слабые кислоты диссоциируют ступенчато, причем преобладает I ступень диссоциации:



В водном растворе фосфорной кислоты наряду с молекулами H_3PO_4 образуются ионы (в последовательно уменьшающихся количествах) H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} .

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Например:



Основания, растворимые в воде, называются щелочами (сильные электролиты). Это основания щелочных и щелочноzemельных металлов: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , FrOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ra}(\text{OH})_2$. Большинство оснований в воде малорастворимо.

Кислотность основания определяется числом его гидроксогрупп.

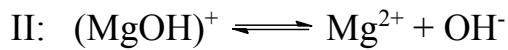
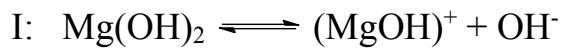
Например:

KOH , NH_4OH – одноокислотные основания;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – двухкислотные основания;

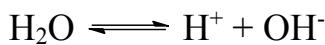
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – трехкислотное основание и т. д.

Слабые основания, как и слабые кислоты, диссоциируют ступенчато, при этом преобладает первая ступень диссоциации:

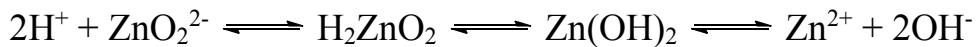


Однако имеются электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют ионы водорода и гидроксидионы. Эти электролиты называются *амфотерными*. К ним относятся вода, гидроксиды алюминия, цинка, хрома (III), бериллия, свинца (II), олова (II) и др., а также амфотерные кислоты H_3AsO_3 , H_3SbO_3 , H_3BO_3 и некоторые другие.

Вода, например, диссоциирует на ионы H^+ и OH^- (в незначительных количествах, т. к. слабый электролит).

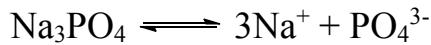


Диссоциацию амфотерного гидроксида цинка можно выразить уравнением:

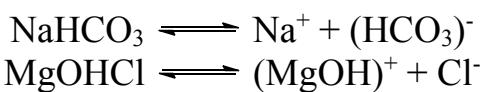


Солями называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Например:



Так диссоциируют средние соли. Кислые же и основные соли диссоциируют ступенчато, причем, преобладает I ступень диссоциации, т. к. кислотные и основные остатки – слабые электролиты:



Ионные уравнения реакции

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются *ионными реакциями*, а уравнения этих реакций – ионными уравнениями.

Ионная реакция в растворе становится необратимой, если в результате ее образуются:

- а) малорастворимые вещества (осадок);
- б) легколетучие вещества (газ);
- в) малодиссоциирующие вещества (слабые электролиты).

Ионные реакции записываются с помощью трех уравнений:

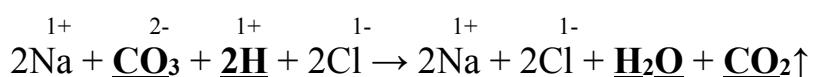
- 1) Молекулярное уравнение;
- 2) Полное ионное уравнение;
- 3) Сокращенное ионное уравнение (может быть не для всех реакций).

Пример 1

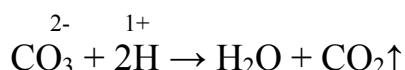
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:

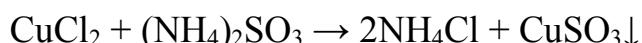


3. Сокращенное ионное уравнение:

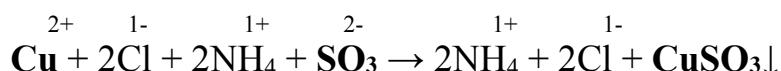


Пример 2

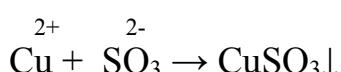
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:

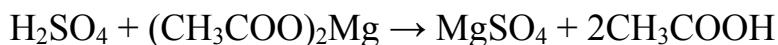


3. Сокращенное ионное уравнение:

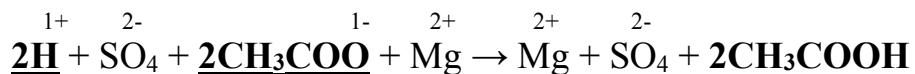


Пример 3

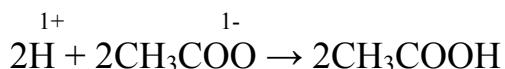
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:

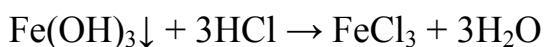


3. Сокращенное ионное уравнение:

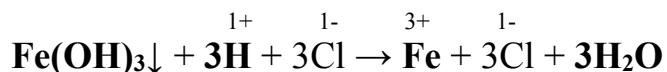


Пример 4

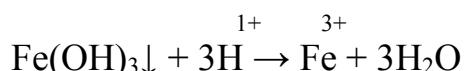
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



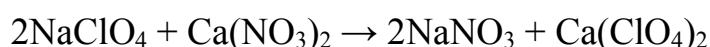
3. Сокращенное ионное уравнение:



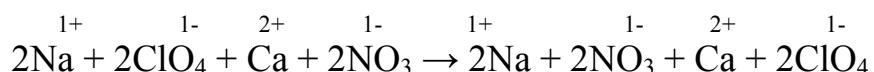
Пример 5

Рассмотрим вариант протекания обратимой ионной реакции:

1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



Индивидуальное задание №5

1. Написать молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения для указанных реакций.

2. Для предложенного сокращенного ионного уравнения привести по два полных ионных и молекулярных уравнения.

Вариант	1	2
1	$\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$	$3\text{OH}^- + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
2	$\text{K}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{K}_2\text{S} + \text{PbCl}_2 \rightarrow$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
3	$\text{CuCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ $\text{CuCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow$	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$
4	$\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{BaI}_2 \rightarrow$	$\text{S}^{2-} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{CuS}$
5	$\text{MgCl}_2 + \text{KF} \rightarrow$ $\text{MgCl}_2 + \text{NaSiO}_3 \rightarrow$	$2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
6	$\text{AuBr}_3 + \text{KCN} \rightarrow$ $\text{AuBr}_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$	$\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CaSO}_4$
7	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$2\text{H}^+ + \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
8	$\text{SrI}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\text{SrI}_2 + \text{K}_3\text{AsO}_3 \rightarrow$	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4$
9	$\text{ZnBr}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
10	$\text{HgCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ $\text{HgCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{CuS}$
11	$\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{K}_3\text{AsO}_4 \rightarrow$	$2\text{H}^+ + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{2+}$
12	$\text{SnF}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{SnF}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$2\text{OH}^- + \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{SnO}_2^{2-}$
13	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
14	$\text{MnSO}_4 + \text{BaS} \rightarrow$ $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	$\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$
15	$\text{FeSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ $\text{FeSO}_4 + \text{KCN} \rightarrow$	$2\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$
16	$\text{CrI}_3 + \text{LiOH} \rightarrow$ $\text{CrI}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}$
17	$\text{CoBr}_2 + \text{KF} \rightarrow$ $\text{CoBr}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_4 \rightarrow$	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
18	$\text{Ni}(\text{SCN})_2 + \text{Li}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ $\text{Ni}(\text{SCN})_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{AlO}_2^-$
19	$\text{BeCl}_2 + \text{NaSCN} \rightarrow$ $\text{BeCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{CN})_2$
20	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$3\text{Ba}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

Вопросы для самостоятельной работы

1. Чем друг от друга отличаются сильные и слабые электролиты?

2. Из перечисленных соединений выбрать вещества, подвергающиеся многоступенчатой диссоциации: гидроксид натрия, фосфорная кислота, дигидроарсенат калия, серная кислота.

3. Как увеличение температуры и разбавление раствора влияют на степень диссоциации?

4. Зависит ли константа диссоциации от температуры?

5. Может ли слабый электролит превратиться в сильный?

7. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Вода – слабый амфотерный электролит. Молекулы воды могут, как отдавать, так и присоединять ионы водорода H^+ . В результате этого взаимодействия в водных растворах электролитов всегда присутствуют ионы OH^- и H^+ (точнее, ионы оксония H_3O^+):



Часто этот процесс изображают упрощенным уравнением:



Количественно процесс диссоциации воды описывается величиной *константы диссоциации* (формула 23)

$$K = \frac{[H]^+ \times [OH]^-}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 22^\circ C\text{)} \quad (23)$$

и *ионным произведением воды* формула (24)

$$K_w = [H]^+ \cdot [OH]^- = 10^{-14} \text{ (при } 22^\circ C\text{)} \quad (24)$$

При добавлении к воде сильной кислоты или сильного основания увеличиваются, соответственно, концентрации ионов H^+ и OH^- , что приводит к изменению их концентраций и реакции среды. Изменение реакции среды можно охарактеризовать с помощью величины водородного показателя (рН).

Водородный показатель (рН) – это отрицательный десятичный логарифм активности ионов водорода в растворе (формула 25):

$$pH = -\lg a_{H^+} \quad (25)$$

Если коэффициент активности ≈ 1 , это определение почти равноценно менее точному: рН есть отрицательный деся-

тичный логарифм концентрации катионов водорода H^+ в растворе (формула 26):

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}]^+ \quad (26)$$

Отрицательный десятичный логарифм активности гидроксид ионов OH^- называют гидроксильным показателем pOH . Используя обозначение pH и pOH , можно иначе записать ионное произведение воды (формулы 27,28,29):

$$a_{\text{H}}^+ \cdot a_{\text{OH}}^- = 10^{-14} \quad (27)$$

$$-\lg a_{\text{H}}^+ \cdot \lg a_{\text{OH}}^- = 10^{-14} \quad (28)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (29)$$

Кислотно-основные индикаторы – это вещества, которые изменяют окраску в зависимости от pH раствора (таблица 5).

Таблица 5

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	в кислой	в нейтральной	в щелочной
Метиловый оранжевый	красный	оранжевый	оранжевый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Лакмус	красный	фиолетовый	синий

Пример 1

Определить pH 0,05M раствора серной кислоты ($\alpha \approx 100\%$).

Дано:

$C_m = 0,05$ моль/л

$\alpha = 100\%$

Решение:

Найти:

$\text{pH} - ?$

Напишем диссоциацию серной кислоты. По уравнению реакции видно, что из одной молекулы серной кислоты при диссоциации образуются 2 иона H^+



На 1 H^+ – 0,05 моль/л

На 2 H^+ – X моль/л

$$X = \frac{2 \cdot 0,05}{1} = 0,1 = 1 \cdot 10^{-1}$$

По формуле 26 рассчитаем величину pH:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}]^+ \quad (26)$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-1} = 1$$

(реакция среды - кислая)

Пример 2

Определить pH 0,02н раствора гидроксида натрия ($\alpha \approx 100\%$).

Дано:

$$C_{\text{H}} = 0,02 \text{ н}$$

$$\alpha = 100 \%$$

Решение:

Найти:

$$\text{pH} - ?$$

Напишем диссоциацию гидроксида натрия. По уравнению реакции видно, что из одной молекулы гидроксида натрия при диссоциации образуется 1 ион OH^-



Так как гидроксид натрия является однокислотным основанием, величина нормальной концентрации будет равна молярной концентрации.

$$\text{На 1 } \text{OH}^- - 0,02 \text{ М} = 2 \cdot 10^{-2}$$

Используя формулу 24 для ионного произведения воды, рассчитаем концентрацию ионов водорода H^+ :

$$[\text{H}]^+ \cdot [\text{OH}]^- = 10^{-14} \quad (24)$$

$$[\text{H}]^+ = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}]^-} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 0,5 \cdot 10^{-12} \text{ М}$$

По формуле 26 рассчитаем величину pH:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}]^+ \quad (26)$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg 0,5 \cdot 10^{-12} = -(\lg 0,5 + \lg 10^{-12}) = \\ &= -(-0,3 + (-12)) = 12,3 \end{aligned}$$

(реакция среды - щелочная)

Пример 3

Зная величину $\text{pH} = 5$, вычислить концентрацию ионов H^+ , концентрацию ионов OH^- , указать реакцию среды и окраску лакмуса в этом растворе.

Дано:

$$\text{pH} = 5$$

Найти:

$$[\text{H}]^+ - ?$$

$$[\text{OH}]^- - ?$$

Решение:

По формуле 26 найдем концентрацию ионов водорода $[\text{H}]^+$:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}]^+ \quad (26)$$

$$5 = -\lg[\text{H}]^+$$

$$[\text{H}]^+ = 10^{-5}\text{M}$$

Используя формулу 24 для ионное произведение воды, рассчитаем концентрацию гидроксид ионов $[\text{OH}]^-$:

$$[\text{H}]^+ \cdot [\text{OH}]^- = 10^{-14} \quad (24)$$

$$[\text{OH}]^- = \frac{10^{-14}}{[\text{H}]^+} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}\text{M}$$

(реакция среды кислая, лакмус – красный)

Индивидуальное задание №6

1. Рассчитать величину pH для растворов указанных соединений ($\alpha = 100\%$).
2. Зная величину pH , рассчитать концентрацию H^+ , OH^- и определить реакцию среды.

Вариант	1	2
1	Серная кислота (0,4М) Гидроксид калия (0,1н)	$\text{pH} = 3,5$
2	Азотная кислота (0,17н) Гидроксид бария (0,2М)	$\text{pH} = 5,2$
3	Хлороводородная кислота (0,5М) Гидроксид натрия (0,4н)	$\text{pH} = 6,7$
4	Хлорная кислота (0,9н) Гидроксид лития (0,5М)	$\text{pH} = 12,1$
5	Бромоводородная кислота (0,35М) Гидроксид калия (0,4н)	$\text{pH} = 7,4$
6	Йодоводородная кислота (0,7н) Гидроксид бария (0,15М)	$\text{pH} = 8,9$
7	Серная кислота (0,2М) Гидроксид калия (0,2н)	$\text{pH} = 10,1$

Продолжение таблицы

8	Азотная кислота (0,3н) Гидроксид бария (0,3М)	pH = 13,4
9	Хлороводородная кислота (0,1М) Гидроксид натрия (0,6н)	pH = 2,7
10	Хлорная кислота (0,6н) Гидроксид лития (0,1М)	pH = 3,1
11	Бромоводородная кислота (0,35М) Гидроксид калия (0,4н)	pH = 4,6
12	Йодоводородная кислота (0,2н) Гидроксид бария (0,5М)	pH = 5,1
13	Серная кислота (0,1М) Гидроксид натрия (0,9н)	pH = 9,4
14	Азотная кислота (0,5н) Гидроксид лития (0,7М)	pH = 11,7
15	Хлороводородная кислота (0,6М) Гидроксид калия (0,8н)	pH = 10,3
16	Хлорная кислота (0,1н) Гидроксид бария (0,4М)	pH = 13,8
17	Бромоводородная кислота (0,2М) Гидроксид натрия (0,3н)	pH = 1,2
18	Йодоводородная кислота (0,9н) Гидроксид лития (0,2М)	pH = 3,3
19	Серная кислота (0,3М) Гидроксид калия (0,7н)	pH = 2,9
20	Азотная кислота (0,5н) Гидроксид бария (0,5М)	pH = 7,5

Вопросы для самостоятельной работы

1. Указать окраску лакмуса в трех разных средах.
2. Как окрасится 0,02М раствор серной кислоты при добавлении фенолфталеина?
3. Как влияет разбавление раствора на величину pH?
4. Как изменится величина pH при добавлении к раствору гидроксида натрия уксусной кислоты?
5. Как изменится величина pH при разбавлении раствора серной кислоты в 10 раз?

8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз солей – это взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита. Часто гидролиз ведет к изменению pH раствора. Гидролиз – процесс обратимый.

В результате гидролиза, преимущественно образуется кислая или основная соль.

Гидролиз, как и ионные реакции, можно записать с помощью трех уравнений:

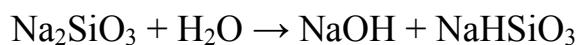
1. Молекулярное уравнение;
2. Полное ионное уравнение;
3. Сокращенное ионное уравнение.

Рассмотрим гидролиз 3-х типов солей.

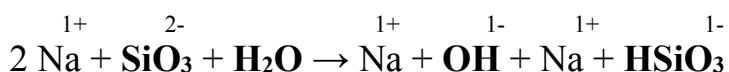
1. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (Na_2S , Na_2CO_3 , K_2SiO_3 , CH_3COOK , KNO_2 , KCN)

Пример 1

1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



3. Сокращенное ионное уравнение:

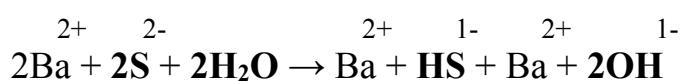


Пример 2

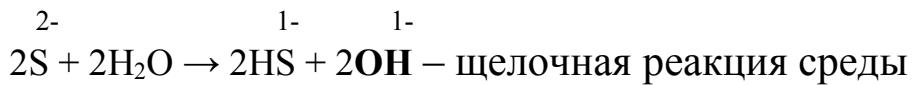
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



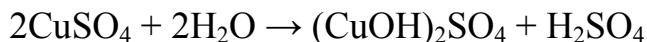
3. Сокращенное ионное уравнение:



2. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой ($AlCl_3$, NH_4NO_3 , $ZnSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$)

Пример 1

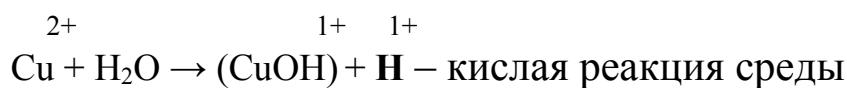
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



3. Сокращенное ионное уравнение:



Пример 2

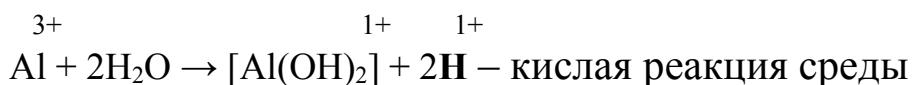
1. Молекулярное уравнение:



2. Полное ионное уравнение:



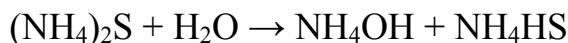
3. Сокращенное ионное уравнение:



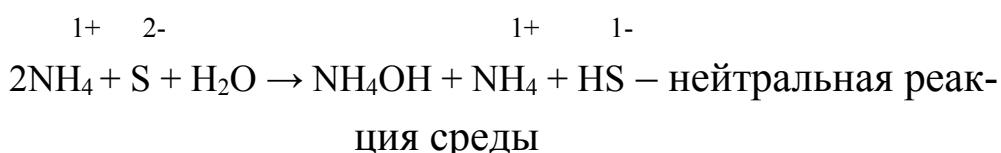
3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой ($(CH_3COO)_3Al$, $(NH_4)_2S$, Al_2S_3)

Пример 1

1. Молекулярное уравнение:

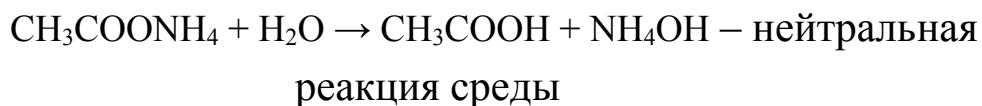


2. Полное ионное уравнение:

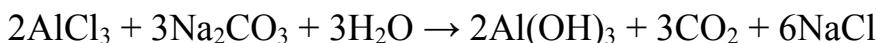


Пример 2

1. Молекулярное уравнение:



Если соль образована при взаимодействии очень слабых кислот и оснований, и не существует в водном растворе (приложение 3), то для нее протекает необратимый гидролиз.



4. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой – гидролизу не подвергается (NaCl , KI , NaNO_3 , K_2SO_4 , BaBr_2).

Индивидуальное задание №7

1. Написать уравнение гидролиза для следующих соединений.

Вариант	1
1	Цианид лития, сульфат меди, цианид ртути (II)
2	Тиоционат натрия, сульфат золота, нитрит никеля
3	Нитрит калия, сульфат кадмия, ацетат меди
4	Ацетат натрия, сульфат цинка, ацетат аммония
5	Сульфид бария, сульфат алюминия, ацетат цинка
6	Сульфит калия, хлорид алюминия, ацетат алюминия
7	Карбонат натрия, хлорид олова (II), ацетат марганца
8	Силикат калия, хлорид марганца, карбонат аммония
9	Цианид калия, хлорид железа (III), карбонат бериллия
10	Тиоционат лития, хлорид кобальта (II), цианид бериллия
11	Нитрит натрия, бромид кадмия, фторид бериллия
12	Ацетат бария, бромид цинка, ацетат железа (II)
13	Сульфид калия, бромид алюминия, ацетат кобальта (II)
14	Сульфит натрия, бромид железа (III), ацетат никеля
15	Карбонат лития, бромид хрома (III), цианид ртути (II)
16	Силикат натрия, бромид никеля, нитрит никеля
17	Цианид натрия, иодид алюминия, ацетат меди
18	Тиоционат калия, иодид олова (II), ацетат аммония
19	Нитрит лития, иодид железа (II), ацетат цинка
20	Ацетат калия, иодид кобальта (II), ацетат марганца

Вопросы для самостоятельной работы

1. Как изменится скорость реакции гидролиза при разбавлении и нагревании?
2. Какая реакция среды в растворах, содержащих анионы слабых кислот?
3. Какие соединения подвергаются гидролизу?
4. Указать окраску лакмуса в растворах сульфат аммония, силикат натрия, хлорид натрия.
5. Привести пять примеров солей, для которых протекает необратимый гидролиз.

9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения – это соединения, характеризующиеся наличием ковалентных связей, образованных по донорно – акцепторному механизму.

Комплексные соединения состоят из: комплексообразователя и лигандов (*внутренняя сфера*), и ионов *внешней сферы*.

Комплексообразователь – центральный атом комплексной частицы. Обычно комплексообразователь – это атом металла, d-элемента.

Лиганд – атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя. Лигандами могут быть молекулы (H_2O , CO , NH_3 и др.), анионы (OH^- , Cl^- , PO_4^{3-} и др.).

Названия лигандов:

NH_3^0 – аммин	OH^{1-} – гидроксо	S^{2-} – сульфо
H_2O^0 – аква	NO^{1-} – нитрозо	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ – тиосульфо
Cl^{1-} – хлоро	NO_2^{1-} – нитро	SCN^{1-} – родано
CN^{1-} – циано	CO^0 – карбонил	F^{1-} – фторо
Br^{1-} – бромо	SO_4^{2-} – сульфато	CO_3^{2-} – карбонато

Координационное число – число связей, образуемых центральным атомом с лигандами.

Координационное число обозначается греческим числительным: 1-моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – септа, 8 – окта, 9 – нона, 10 – дека.

Внутренняя сфера – центральный атом со связанными с ним лигандами.

Внешняя сфера – остальные частицы, связанные с комплексной частицей ионной или межмолекулярными связями, включая водородные.

Комплексные соединения могут быть трех типов:

1. **Анионное комплексное соединение** – комплексный ион имеет отрицательную степень окисления.



2. **Катионное комплексное соединение** – комплексный ион имеет положительную степень окисления.



3. **Нейтральное комплексное соединение** – комплексный ион не имеет заряда, то есть комплексы, не имеющие внешней сферы.

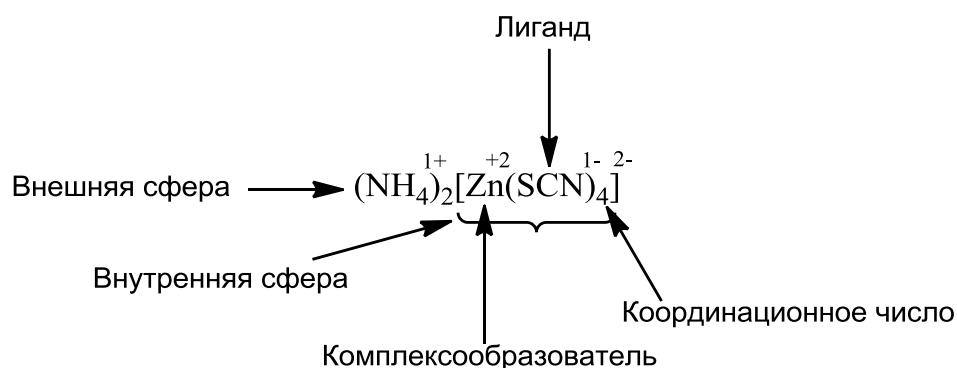
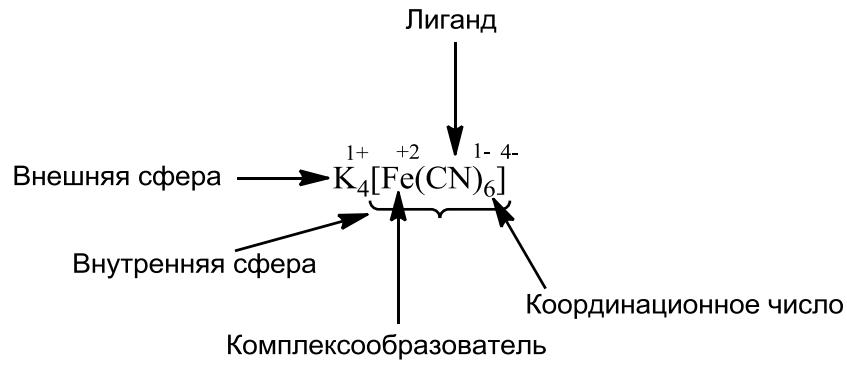


Нейтральные комплексные соединения – неэлектролиты, в водных растворах не диссоциируют.

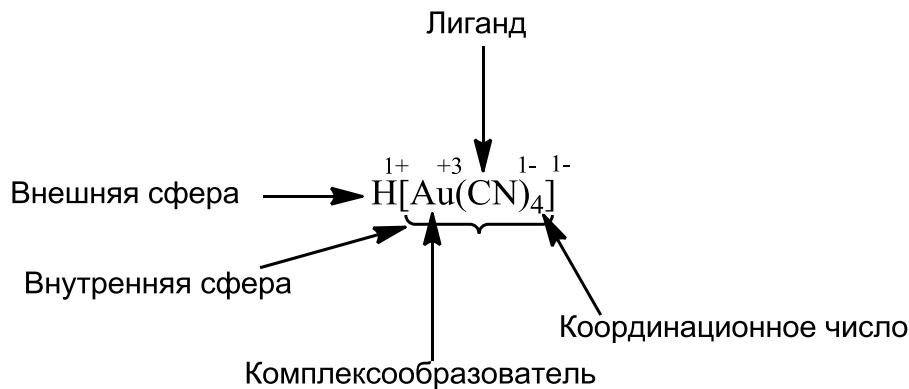
Рассмотрим подробно примеры составления названий всех трех типов комплексных соединений.

1. *Анионные комплексные соединения называют следующим образом:*

1. Назвать координационное число;
2. Дать название лиганда;
3. Назвать комплексообразователь по латыни и указать римскими цифрами в круглых скобках его степень окисления;
4. Назвать внешнюю сферу.



Тетраарданоцинат (II) аммония

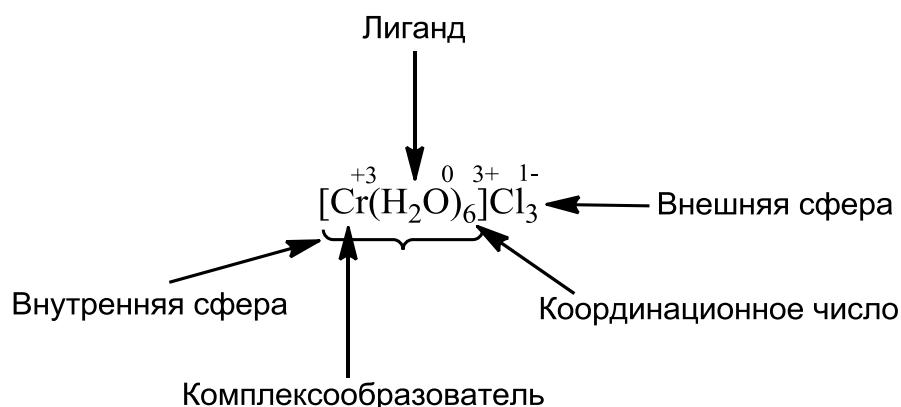


Тетрацианозолотая кислота

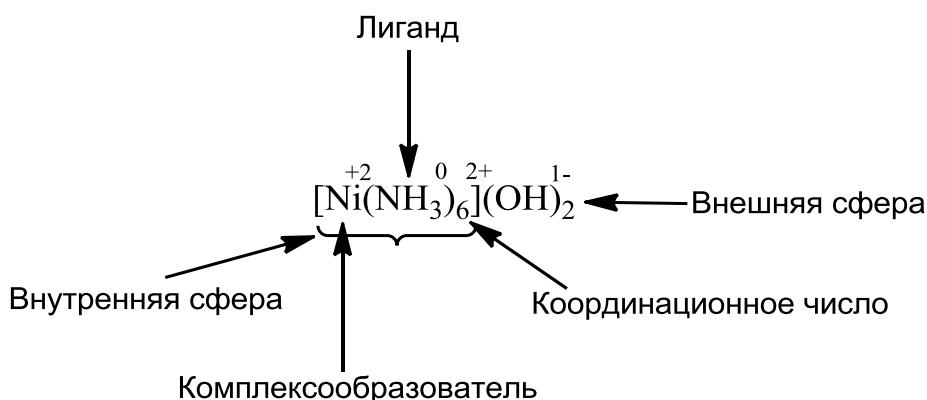
2. Катионные комплексные соединения называют следующим образом:

1. Назвать внешнюю сферу;

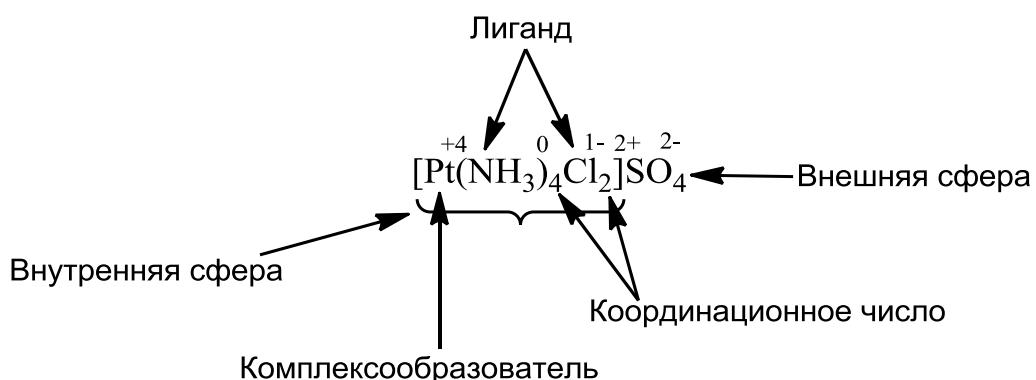
2. Назвать координационное число;
3. Дать название лиганда;
4. Назвать комплексообразователь по русски и указать римскими цифрами в круглых скобках его степень окисления.



Хлорид гексааквахрома (III)



Гидроксид гексаамминникеля (II)



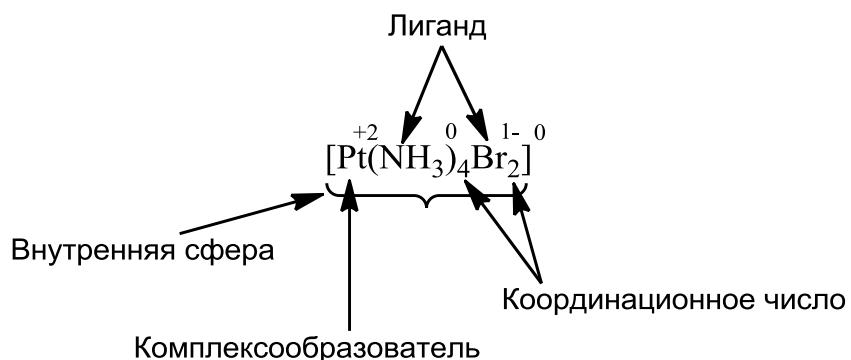
Сульфат дихлоротетраамминплатины (IV)

3. Нейтральные комплексные соединения называют следующим образом:

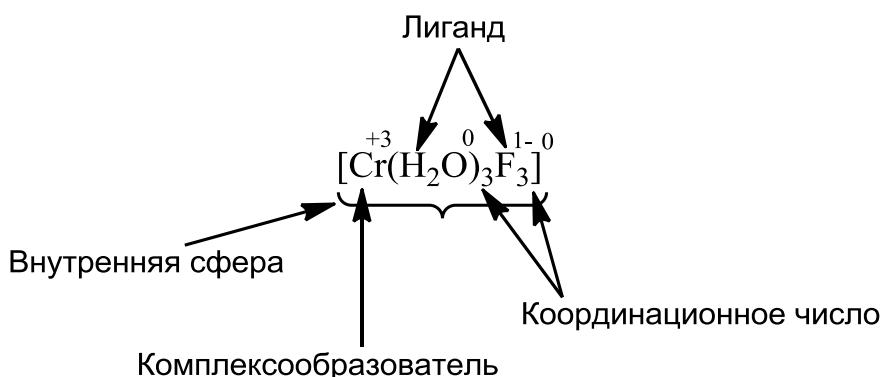
1. Назвать координационное число;

2. Дать название лиганда;

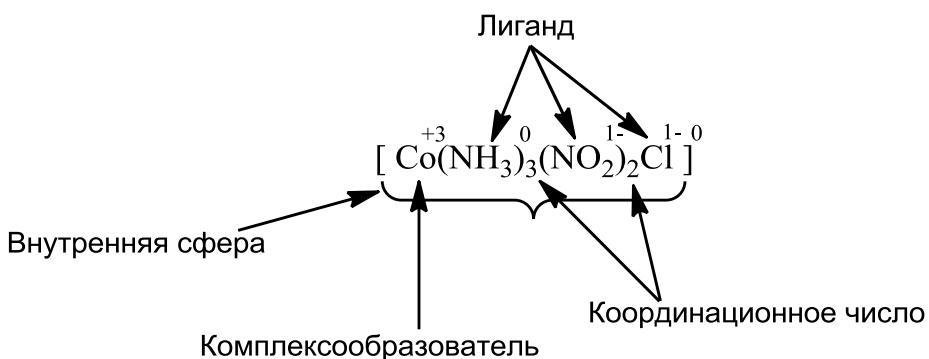
3. Назвать комплексообразователь по русски и указать римскими цифрами в круглых скобках его степень окисления;



Дибромотетраамминплатины (II)



Трифтоториаквахрома (III)

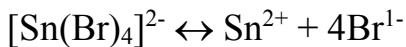


Хлородинитротриамминкобальта (III)

Комплексные соединения ионного типа – электролиты, хорошо диссоциируют на ион внешней и внутренней сферы.



Вторичная диссоциация иона внутренней сферы протекает слабо и характеризуется константой нестабильности (или обратной ей константой устойчивости) комплексных ионов (приложение 8).



Чем меньше величина константы нестабильности, тем устойчивее комплексный ион.

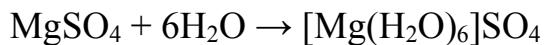
Для комплексного иона $[Sn(Br)_4]^{2-}$ выражение константы нестабильности имеет вид:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Sn^{2+}] \times [Br^{1-}]^4}{[[Sn(Br)_4]^{2-}]}$$

Устойчивость комплексных соединений зависит от природы центрального атома, степени его окисления, координационного числа, от соотношения между размерами комплексообразователя и лигандов. Прочность связи металл – лиганд (при прочих равных условиях) уменьшается в следующей последовательности: $CO > CN^- > NO_2^- > NH_3 > H_2O > OH^- > F^- > SCN^- > S_2O_3^{2-} > Cl^- > Br^- > I^- > NO_3^- > SO_4^{2-} > CO_3^{2-}$.

Методы получения

1. Взаимодействие водорастворимых солей с водой.

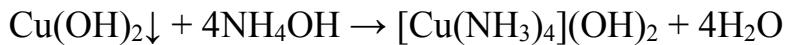


Сульфат гексааквамагния(II)

2. Взаимодействие гидроксида аммония с водорастворимыми солями, содержащими комплексообразователь. Реакция имеет ступенчатый характер: первоначально образуется нерастворимый гидроксид металла комплексообразователя.

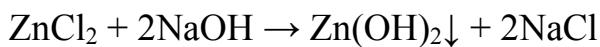


Далее нерастворимый гидроксид металла комплексообразователя под действием избытка гидроксида аммония переходит в водорастворимое комплексное основание.



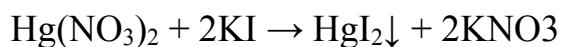
Гидроксид тетраамминмеди(II)

3. Воздействием на водорастворимую соль комплексообразователя избытком щелочного агента. Эта реакция также имеет ступенчатый характер.



Тетрагидроксоцинкат(II) натрия

4. Взаимодействие водорастворимой соли с избытком водорастворимого соединения, содержащего лиганд. Первоначально образуется обычная соль комплексообразователя с лигандом, которая под действием избытка лиганд-содержащего агента переходит в комплексное соединение.

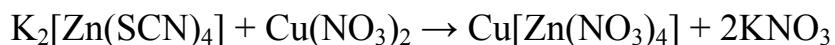


Тетрайодомеркурат(II) калия

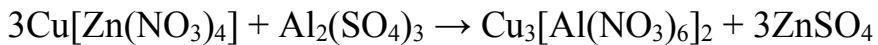
Химические свойства

1. Реакции ионного обмена

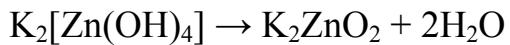
- обмен ионами внешней сферы:



- обмен ионами внутренней сферы (реакция протекает постадийно и выражается следующим суммарным уравнением):



2. Разрушение комплексного соединения



Индивидуальное задание №8

1. Написать структуру, название, методы получения, и химические свойства указанного комплексного соединения. Предложить два варианта лигандов для получения более и менее устойчивого комплексного иона.

Вариант	1
1	$\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$
2	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
3	$\text{Na}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$
4	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$
5	$\text{K}[\text{AgBr}_2]$
6	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
7	$\text{Na}[\text{Au}(\text{SCN})_2]$
8	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3](\text{OH})_2$
9	$\text{Li}_4[\text{CdCl}_6]$
10	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
11	$\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$
12	$\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_3]$
13	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$
14	$\text{Li}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
15	$\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$
16	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$
17	$\text{Na}_2[\text{ZnCl}_4]$
18	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
19	$\text{K}_3[\text{Ag}(\text{CN})_4]$
20	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Вопросы для самостоятельной работы

1. Как определить координационное число комплексного соединения?
2. Какие элементы могут быть ионами комплексообразователями?
3. К каким классам могут относиться координационные соединения?
4. Что такое комплексное соединение хелатного типа?
5. Какие методы можно использовать для получения комплексных солей?

10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Все химические реакции можно разделить на два типа.

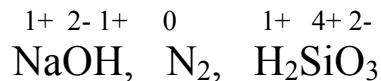
К первому типу относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Ко второму типу относятся реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

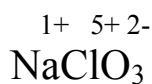
Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными*.

Степень окисления – это условный заряд, который принял бы атом, если бы отдал или присоединил соответствующее число электронов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное и нулевое значение (в простых веществах), которое выражают арабскими цифрами со знаком + или – и ставят над символом элемента. Например:



Металлы в соединениях всегда проявляют только положительную степень окисления, водород в соединениях также проявляет степень окисления +1 (за исключением гидридов металлов $\text{Na}^{1+}\text{H}^{1-}$); кислород – степень окисления – 2; фтор – степень окисления – 1; хлор, бром, йод в соединениях с металлами и водородом – степень окисления – 1, а в соединениях с кислородом положительную степень окисления от +1 до +7, например,



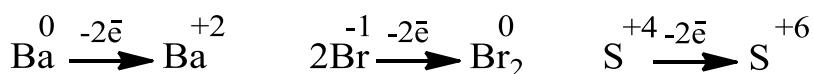
другие неметаллы могут проявлять в соединениях как положительную, так и отрицательную степень окисления.

При определении степени окисления элементов в соединении надо помнить, что в целом молекула любого соединения электронейтральна, поэтому сумма положительных и отрицательных зарядов должна равняться нулю.

Пример:

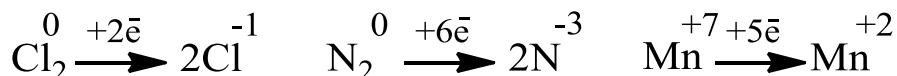


Окислением называется *процесс* отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Атом, молекула или ион при этом является *восстановителем*. Например:



При окислении степень окисления повышается.

Восстановлением называется *процесс* присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Атом, молекула или ион при этом является *окислителем*. Например:



При восстановлении степень окисления понижается.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, без восстановления не может быть окисления, эти процессы идут одновременно. Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединенных окислителем.

Восстановители и окислители могут быть как простыми веществами, так и сложными. Окислительно-восстановительная реакция простых веществ связана с электронной структурой их атомов, т.е. положением в ПСЭ.

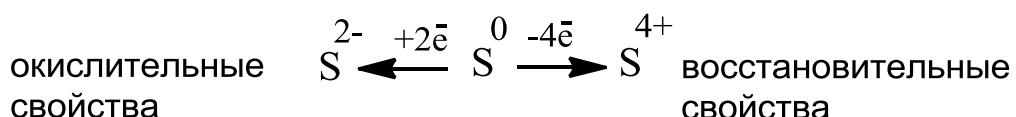
В периодах с повышением порядкового номера элемента (слева направо) восстановительные свойства простых веществ уменьшаются, окислительные – усиливаются. Например, в 3 периоде натрий – самый активный восстановитель, хлор – самый активный окислитель.

В главных подгруппах с повышением порядкового номера (сверху вниз) усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные. Таким образом, самый активный восстановитель в ПСЭ – франций, а самый активный окислитель – фтор.

В побочных подгруппах – только восстановители, так как элементы побочных подгрупп – металлы.

Неметаллы проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Например:



Окислительные и восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома в соединении.

Например:



В первом соединении сера имеет отрицательную степень окисления, чему соответствует восьмиэлектронная оболочка валентного слоя. Больше принять электроны она не может, а может только отдавать, следовательно, сероводород – восстановитель. Во втором соединении сера находится в промежуточной степени окисления, а потому сернистая кислота может быть как восстановителем, так и окислителем и зависит от свойств веществ, с которыми будет реагировать. В

третьем соединении сера имеет положительную максимальную степень окисления, отдала все валентные электроны и может только принимать электроны, следовательно, серная кислота – окислитель.

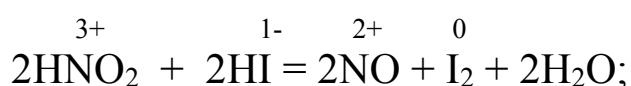
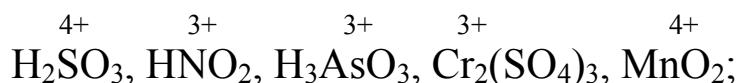
Таблица 5

Примеры характерных окислителей и восстановителей

Восстановители	Окислители
1. Нейтральные атомы металлов и водород. 2. Молекулы или ионы, содержащие неметаллы в отрицательной степени окисления: H_2S^{2-} , KI , NaBr^- , Si^4H_4 , N^3H_3 , As^3H_3 и др. 3. Катод при электролизе.	1. Нейтральные атомы элементов, имеющих от 5 до 7 валентных электронов: галогены – F_2^0 , Cl_2^0 , кислород и др. 2. Положительно заряженные ионы малоактивных металлов: Ag^{1+} , Au^{1+} , Cu^{2+} . 3. Сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в высшей положительной степени окисления: $\text{KMn}^{7+}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{6+}\text{O}_7$, Pb^{4+}O_2 , HN^{5+}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{6+}\text{O}_4$ и другие. 4. Анод при электролизе.

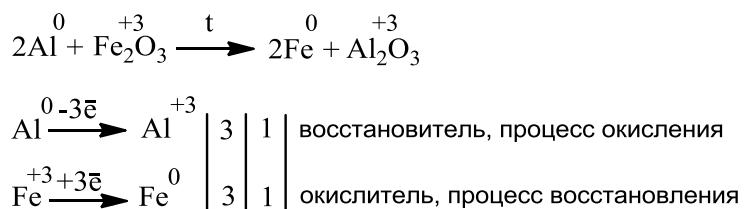
Другие неметаллы, сложные молекулы или ионы, содержащие атомы металлов и неметаллов в промежуточной положительной степени окисления, обладают как восстановительной, так и окислительной способностью (таблица 5).

Например:

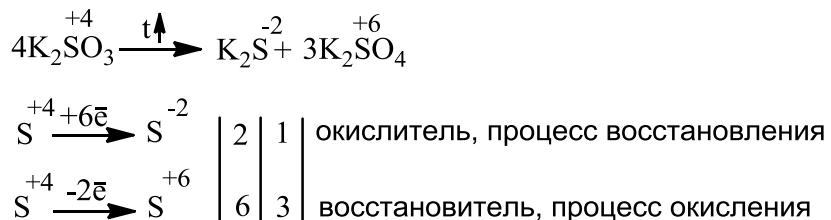


Классификация окислительно-восстановительных реакций:

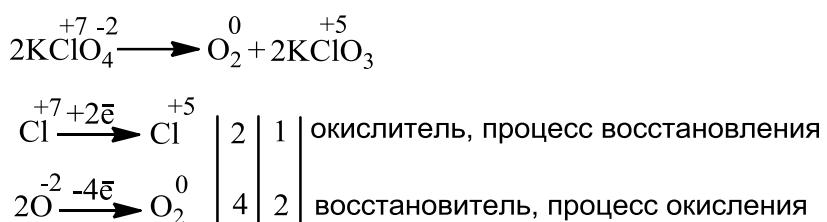
1. Реакции межмолекулярного окисления– восстановления



2. Реакции самоокисления и самовосстановления (диспропорционирования)



3. Реакции внутримолекулярного окисления–восстановления



Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

При составлении окислительно-восстановительных реакций необходимо учесть главное: количество электронов, принятых окислителем, должно равняться количеству электронов, отданных восстановителем, так как процессы окисления и восстановления протекают одновременно, что дает возможность находить стехиометрические коэффициенты реакции.

Метод электронного баланса

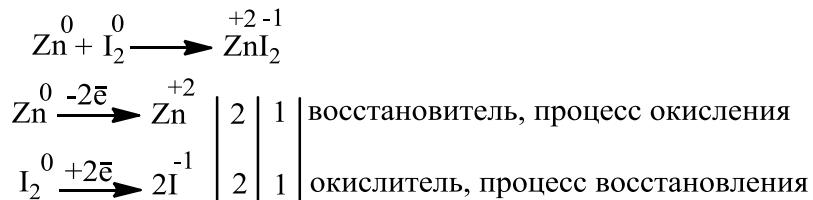
Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путем, либо исходя из степени окисления центральных атомов реагирующих веществ.

Порядок составления уравнений:

1. Найти окислитель и восстановитель, исходя из этого, написать продукты реакции;
2. Расставить степени окисления у всех элементов в реакции.
3. Написать уравнение электронного баланса;
4. Поставить коэффициенты к окислителю и восстановителю согласно уравнению электронного баланса и продуктам их превращения;
3. Уравнять катионы металлов, не изменивших степень окисления (если среда кислая);
4. Поставить коэффициенты к неметаллам, не изменившим степень окисления (если среда щелочная);
5. Уравнять катионы водорода (если они есть в реакции);
6. Подсчитать кислород (если он есть в реакции). Если количество атомов кислорода в левой и правой части одинаково, уравнение составлено правильно.

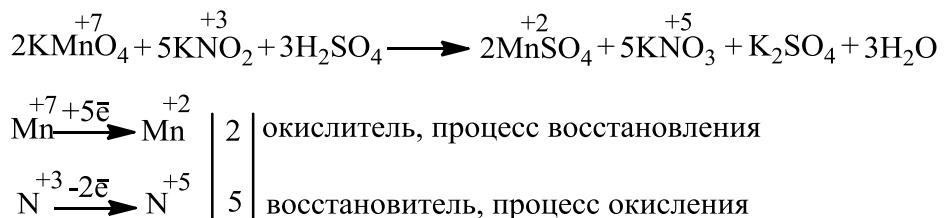
Пример 1

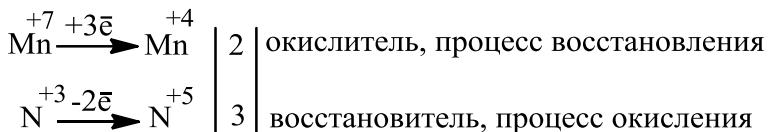
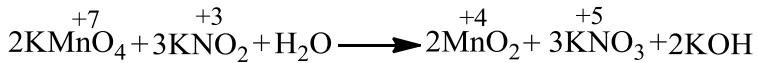
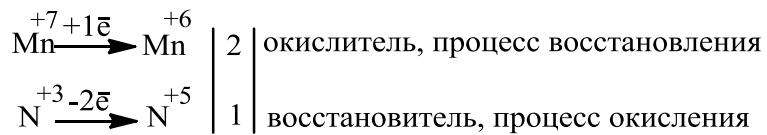
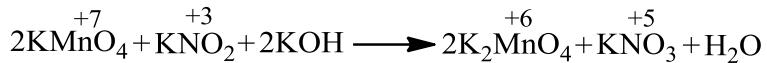
Взаимодействие простых веществ



Пример 2

Взаимодействие перманганата калия и нитрита калия в щелочной, кислой и нейтральной средах.





Индивидуальное задание №9

1. Определить процесс (окисление или восстановление) и привести примеры протекания реакции для каждой стадии превращения.

2. Расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель, написать процессы для указанной реакции используя метод электронного баланса.

Вариант №1

1. $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №2

1. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
2. $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №3

1. $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4$
2. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3.

Вариант №4

1. $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{PH}_4\text{OH}$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №5

1. $\text{AsH}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$
2. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{N}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №6

1. $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №7

1. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №8

1. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$
2. $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Вариант №9

1. $\text{Te} \rightarrow \text{TeO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №10

1. $\text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HIO} \rightarrow \text{I}_2$
2. $\text{Fe(OH)}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №11

1. $\text{Sb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SbH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_3$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №12

1. $\text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{AsCl}_3 \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4$
2. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №13

1. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_4$
2. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №14

1. $\text{H}_2\text{MoO}_4 \rightarrow \text{MoCl}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №15

1. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №16

1. $\text{AsH}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №17

1. $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$
2. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{N}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №18

1. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$
2. $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

Вариант №19

1. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$
2. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант №20

1. $\text{Te} \rightarrow \text{TeO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вопросы для самостоятельной работы

1. Укажите 5 примеров типичных окислителей.
2. Укажите 5 примеров типичных восстановителей.
3. Определить окислительно-восстановительные свойства перечисленных соединений: P, O₂, As₂O₃, Xe, Sn.
4. Какими свойствами обладают элементы IV группы главной подгруппы?
5. Какие свойства будет проявлять Se при взаимодействии с Na или кислородом? Подтвердить уравнениями реакций.

11. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Гальванический элемент – это химический источник электрического тока, основанный на взаимодействии двух металлов и/или их оксидов в электролите, приводящем к возникновению в замкнутой цепи электрического тока.

Более активный металл (приложение 5), подающий электроны в систему, заряжен отрицательно и является *анодом*, на нем идет процесс окисления. Менее активный металл принимающий электроны играет роль *катода*, он заряжен положительно, на нем идёт процесс восстановления.



Джон Фредерик
Даниель
(1790-1845 гг.)



Борис Семёнович
Якоби
(1801-1874 гг.)

Рассмотрим процессы на примере схемы гальванического элемента Даниэля-Якоби (рисунок 5). Если две металлические пластины – цинковую и медную,

опущенные в растворы их солей, соединить проводом, то в цепи возникнет электрический ток вследствие разности потенциалов металлов измеряемый вольтметром.

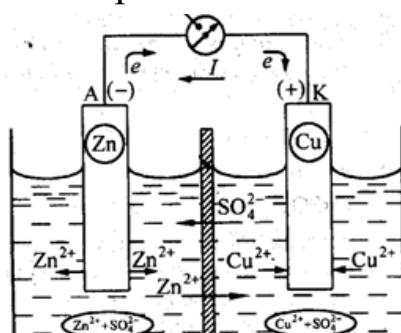


Рисунок 5.
Схема гальванического элемента Даниэля-Якоби

Стандартным или **нормальным** называют электродный потенциал, измеренный относительно стандартного водородного электрода при концентрации свободных гидратированных катионов металла 1 моль/л при 25⁰C.

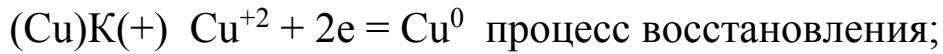
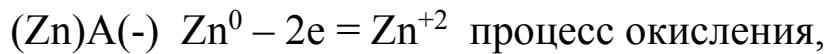
Разность стандартных потенциалов металлов называется **рядом напряжения** (приложение 5). Чем отрицательнее стандартный электродный потенциал металла, тем активнее металл, тем легче он отдает электроны, тем выше его восстановительная способность.

Краткая электрохимическая схема медно-цинкового гальванического элемента:

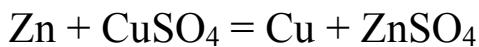


Окислительно-восстановительная реакция идет между более активным металлом и раствором электролита, в который опущен менее активный металл.

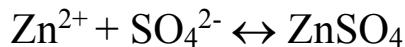
Внешняя цепь



Суммарное уравнение



Внутренняя цепь



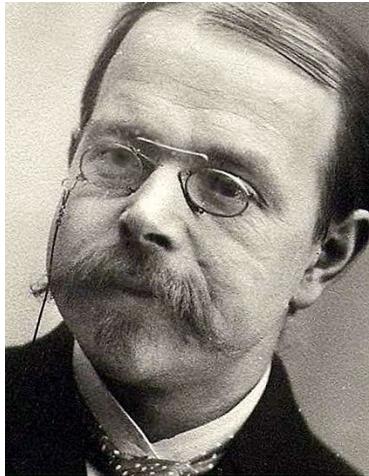
Электродвижущая сила (ЭДС, В) это величина, которую можно вычислить по разности стандартных электродных потенциалов окислителя или восстановителя (приложение 9, формула 30).

$$\text{ЭДС} = \varphi^0(\text{окислитель}) - \varphi^0(\text{восстановитель}) \quad (30)$$

Чем больше разность потенциалов металлов, тем больше ЭДС гальванического элемента, например, ЭДС медно-

цинкового гальванического элемента при стандартных условиях, можно вычислить используя формулу 30 следующим образом:

$$\text{ЭДС} = \varphi^0(\text{Cu}^{+2} / \text{Cu}) - \varphi^0(\text{Zn}^{+2} / \text{Zn}) = 0,337 - (-0,703) = 1,04 \text{ В.}$$



Вальтер Герман Нернст
(1864-1941 гг.)

Если реакция идет не в стандартных условиях, то электродные потенциалы металлов рассчитываются по уравнению Нернста (формула 31).

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/n \lg C \quad (31)$$

где φ – электродный потенциал металла; φ^0 – стандартный потенциал металла; С – концентрация ионов металла в моль/л; 0,059 – постоянная величина; n – число переданных электронов.

Пример 1

Если $C(\text{Cu}^{+2}) = 1,5$ моль/л, а $C(\text{Zn}^{+2}) = 0,01$ моль/л

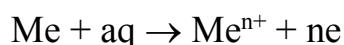
$$\varphi(\text{Cu}^{+2} / \text{Cu}^0) = 0,337 + 0,059/2 \lg 1,5 = 0,342 \text{ В.}$$

$$\varphi(\text{Zn}^{+2} / \text{Zn}^0) = -0,763 + 0,059/2 \lg 0,01 = -0,822 \text{ В.}$$

$$\text{ЭДС} = \varphi(\text{Cu}^{+2} / \text{Cu}^0) - \varphi(\text{Zn}^{+2} / \text{Zn}^0) = 0,342 - (-0,822) = 1,164 \text{ В.}$$

Коррозия металлов

Коррозия – это гетерогенный окислительно- восстановительный процесс, протекающий на границе раздела фаз металл – окружающая среда (газ или жидкость).



По механизму коррозийного процесса выделяют два основных типа коррозии:

1. **Химическая коррозия** – это процесс разрушения металлов в агрессивной окружающей среде.

Она подразделяется:

на газовую – протекает при высокой температуре в среде агрессивных газов (SO_2 , Cl_2 , F_2 , O_2 , NO_2 и др.);

на жидкостную – протекает под воздействием жидких неэлектролитов (нефть, бензин, керосин, смазочные масла, CCl_4 и др.).

2. **Электрохимическая коррозия** – это процесс разрушения металла в среде электролита с возникновением в системе электрического тока.

Она подразделяется на: *гальванокоррозию* – окисление металлов вследствие образования гальванической пары; *электрокоррозию* – протекает под воздействием электрического тока от внешнего источника.

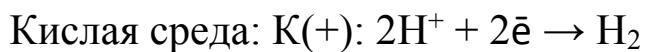
Рассмотрим наиболее распространенный тип электрохимической коррозии – гальванокоррозия.

Различают:

1. Анодный процесс А (–) – на аноде идет процесс окисления. Анодом всегда будет более активный металл.

2. Катодный процесс К (+) – на катоде идет процесс восстановления. Катодом может служить менее активный металл.

Возможны два восстановительных процесса на катоде:



Пример 1

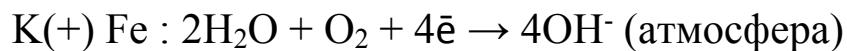
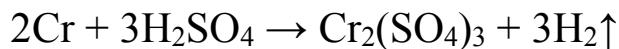
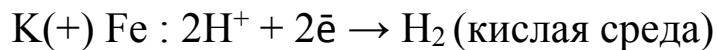
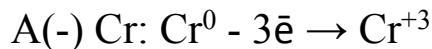
Известно, что в состав хирургической стали входит Fe, Cr, Ni, Mn. Объясните, почему используют данный состав с точки зрения коррозии металлов.

Рассмотрим три варианта гальванокоррозии:

Вариант 1. Fe содержащее примесь Cr:

$\varphi(Fe) = -0,44$ В, как следствие, менее активный металл, катод (+);

$\varphi(Cr) = -0,91$ В, более активный металл, анод (-).

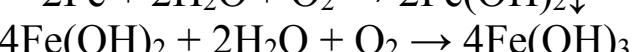
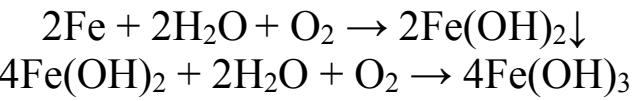
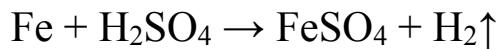
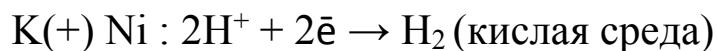
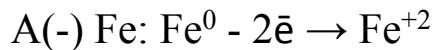


В случае добавления Cr в сплав с Fe, Cr является анодом, как следствие, более активным металлом осуществляющим защиту Fe.

Вариант 2. Fe содержащее примесь Ni:

$\varphi(Fe) = -0,44$ В, более активный металл, анод (-).

$\varphi(Ni) = -0,25$ В, как следствие, менее активный металл, катод (+);



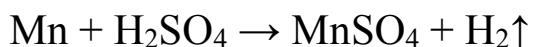
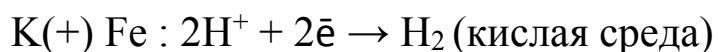
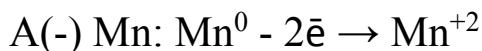
(вторичный процесс)

В случае добавления Ni в сплав с Fe, Fe является анодом, как следствие, происходит разрушение металлической конструкции, Ni не защищает Fe от коррозии.

Вариант 3. Fe содержащее примесь Mn:

$\varphi(Fe) = -0,44$ В, как следствие, менее активный металл, катод (+);

$\varphi(Mn) = -1,10$ В, более активный металл, анод (-).



В случае добавления Mn в сплав с Fe, Mn является анодом, как следствие, более активным металлом осуществляющим защиту Fe.

Индивидуальное задание №10

1. Исходя из положения металла в электрохимическом ряду напряжений, предложите два металла увеличивающих коррозионную стойкость в кислой среде и атмосфере, подтвердите уравнениями реакций.

Вариант	1
1	Марганец
2	Хром
3	Ванадий
4	Цинк
5	Железо
6	Кадмий
7	Кобальт
8	Никель
9	Олово
10	Свинец
11	Висмут
12	Медь
13	Марганец
14	Хром
15	Ванадий

Продолжение таблицы

16	Цинк
17	Железо
18	Кадмий
19	Кобальт
20	Никель

Вопросы для самостоятельной работы

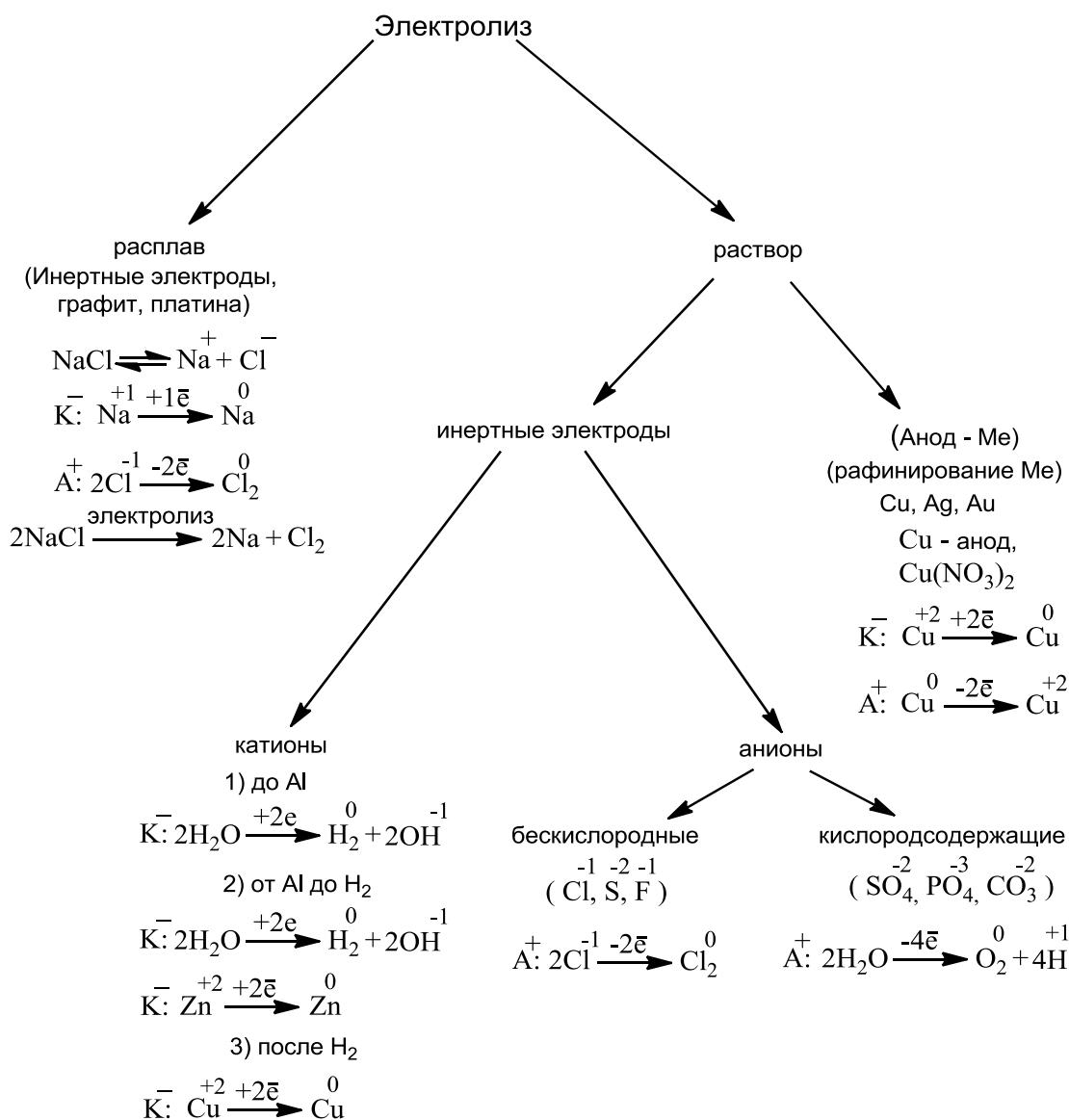
1. Приведите примеры гальванических элементов используемых на практике.
2. От чего зависит величина напряжения гальванического элемента?
3. Приведите примеры защиты металлов от коррозии.
4. Будет ли подвергаться коррозии место соединения алюминиевого и медного кабелей? Подтвердить уравнениями реакции.
5. С помощью химических реакций опишите коррозионные процессы протекающие в системах водоснабжения.

12. ЭЛЕКТРОЛИЗ

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

Катод (K) – электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника тока. На катоде идет процесс восстановления – процесс присоединения электронов.

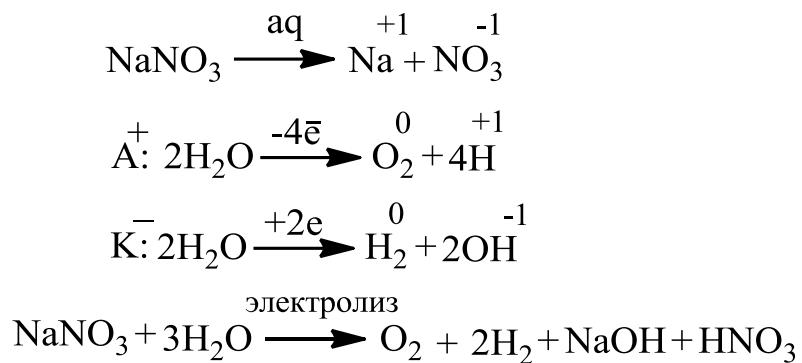
Анод (A) – электрод, соединенный с положительным полюсом источника тока. На аноде идет процесс окисления – процесс отдачи электронов.



Пример 1

Катион: активный металл (в ряду напряжения расположенный до алюминия)

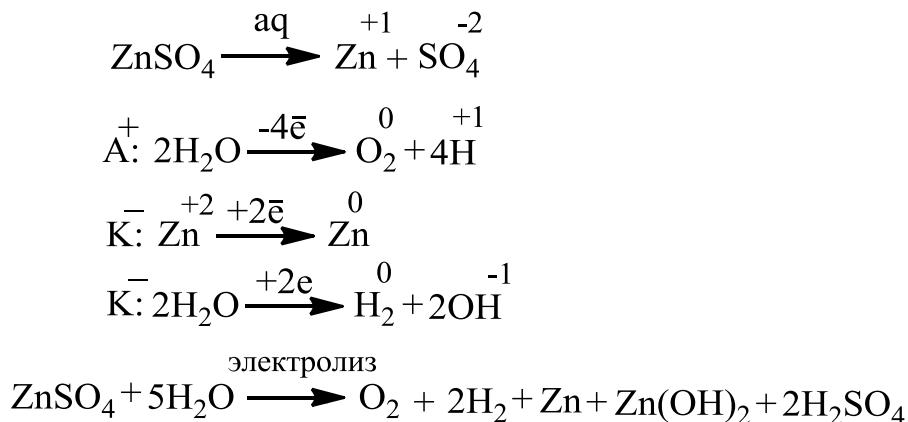
Анион: кислородсодержащий



Пример 2

Катион: металл средней активности (в ряду напряжения расположенный после алюминия до водорода)

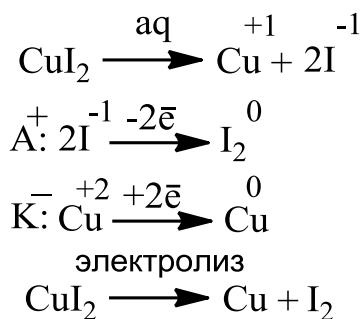
Анион: кислородсодержащий.



Пример 3

Катион: малоактивный металл (в ряду напряжения после водорода)

Анион: бескислородный



Индивидуальное задание №11

1. Написать уравнения электролиза предложенных водных растворов солей на инертных электродах.

Вариант	1
1	Сульфид натрия, перхлорат кальция
2	Нитрат бериллия, ацетат свинца
3	Иодид железа (II), нитрат серебра
4	Сульфат золота, иодид калия
5	Бромид меди, нитрат магния
6	Хлорид кальция, сульфат алюминия
7	Нитрат свинца, фторид серебра
8	Иодид стронция, сульфат цинка
9	Перхлорат цинка, иодид олова (II)
10	Бромид марганца, нитрат железа (III)
11	Сульфат хрома (III), бромид никеля
12	Хлорид бария, сульфат золота
13	Фторид серебра, нитрит натрия
14	Иодид лития, ацетат цинка
15	Перхлорат алюминия, ацетат свинца
16	Нитрат марганца, сульфат натрия
17	Бромид натрия, фосфат калия
18	Перманганат цинка, ацетат кальция
19	Бромид меди, фосфат натрия
20	Нитрат меди, иодид магния

13. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Характерное химическое свойство всех металлов – их **восстановительная** активность, т. е. способность атомов легко отдавать электроны, превращаться в положительные ионы.



Николай
Николаевич
Бекетов
(1827-1911 гг.)

Активность металлов согласуется с их положением в электрохимическом ряду *напряжений*, т.е. в ряду стандартных электродных потенциалов (приложение 5). Прототипом современного ряда был «вытеснительный ряд» Н.Н. Бекетова или ряд активности металлов. Каждый металл в указанном ряду обладает способностью вытеснять все следующие за ним металлы из растворов их солей.

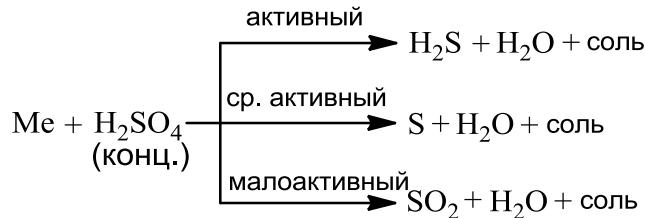
Чем больше разность стандартных электродных потенциалов у двух металлов, тем активнее идет реакция замещения между металлом и солью.

Обычно в ряд напряжения помещают водород. Все металлы, стоящие в ряду до водорода, могут вытеснять его из некоторых *разбавленных кислот* (см. тему 1).

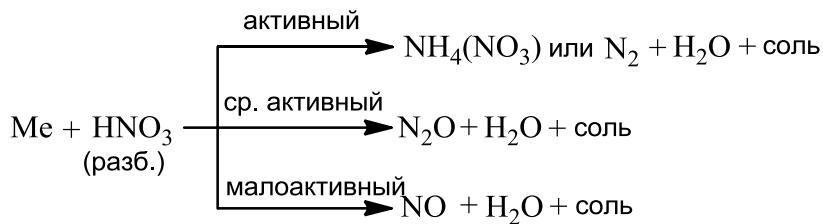
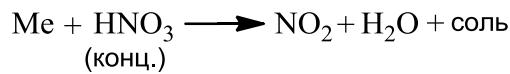
Металлы, стоящие в ряду напряжения до магния (и магний при нагревании) способны вытеснять водород из *воды*.

В *щелочах* растворяются только амфотерные металлы, вытесняя водород и образуя анионы соответствующих кислот (цинкаты, алюминаты, плюмбиты и др.):





пассивируются: Fe, Al, Cr.



Индивидуальное задание №12

1. С помощью уравнений химических реакций охарактеризуйте взаимодействие указанного металла с концентрированной серной кислотой, концентрированной и разбавленной азотной кислотой, разбавленной хлороводородной кислотой, кислородом, хлором, щелочью и водой, если это возможно.

Вариант	1
1	Свинец
2	Олово
3	Молибден
4	Кобальт
5	Железо
6	Хром
7	Цинк
8	Ванадий
9	Марганец
10	Алюминий
11	Бериллий
12	Натрий
13	Кальций
14	Барий
15	Калий
16	Медь
17	Серебро
18	Литий
19	Алюминий
20	Хром

14. ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

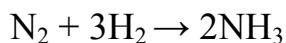
К характерным неметаллам относятся р-элементы IV-VII групп.

Исходя из их положения в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, неметаллы и их соединения могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Характерные химические свойства неметаллов

1. Взаимодействие с водородом

Например, реакция с азотом протекает при повышенной температуре, давлении и в присутствии катализаторов.



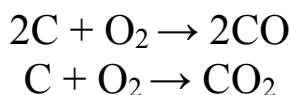
2. Взаимодействие с металлами

Смешав железные опилки с порошком серы, и нагревая смесь можно получить сульфид железа (II).



3. Взаимодействие с кислородом

При недостатке кислорода образуется оксид углерода (II), а при избытке – оксид углерода (IV).

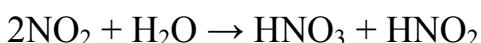


Примеры химических свойств соединений неметаллов

Свойства оксидов

1. Взаимодействие с водой

При пропускании некоторых газообразных оксидов неметаллов через воду, происходит их растворение и образование растворов кислот.



2. Взаимодействие с кислородом

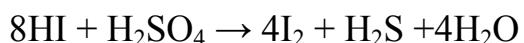
Оксиды в промежуточной степени окисления могут вступать в реакцию с кислородом, например, оксид азота (II) под действием кислорода воздуха окисляется до оксида азота (IV).



Свойства кислот

Кислоты могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

1. Окислительные свойства

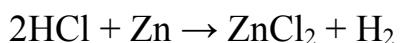
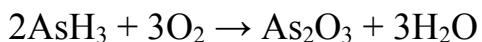


2. Восстановительные свойства



Свойства водородных соединений

Водородные соединения проявляют восстановительные и окислительные свойства.



Индивидуальное задание 13

1. С помощью химических реакций охарактеризовать химические свойства указанных соединений.

Вариант	1
1	Углерод, оксид селена (IV)
2	Кремний, ортофосфорная кислота
3	Мышьяк, сернистая кислота
4	Азот, селеноводород
5	Хлор, сурьмяная кислота
6	Фосфор, диоксид хлора
7	Йод, бромноватая кислота
8	Кислород, йодноватая кислота
9	Селен, серная кислота
10	Сурьма, оксид йода (V)
11	Бром, оксид серы (VI)
12	Фтор, оксид фосфора (V)

Продолжение таблицы

13	Водород, ортофосфористая кислота
14	Теллур, кремниевая кислота
15	Углерод, хлорная кислота
16	Азот, сереводородная кислота
17	Йод, оксид азота (IV)
18	Селен, ортомышьяковистая кислота
19	Кремний, сернистая кислота
20	Бром, оловянная кислота

Вопросы для самостоятельной работы

1. Перечислите неметаллы – простые вещества, находящиеся в твердом агрегатном состоянии.
2. Приведите примеры соединений неметаллов, обладающих окислительными свойствами.
3. Какие окислительно-восстановительные свойства будет проявлять фтор – простое вещество?
4. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства р-элементов VI группы?
5. Напишите 3 уравнения реакции, подтверждающие окислительные свойства сернистой кислоты.

Раздел 2. АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. ПРЕДМЕТ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ. КЛАССИФИКАЦИЯ МЕТОДОВ АНАЛИЗА

Аналитическая химия – это наука об определении качественного и количественного химического состава.

Предметом аналитической химии является разработка методов анализа и их практическое выполнение, а также широкое исследование теоретических основ аналитических методов.

Основной целью аналитической химии является обеспечение высокой точности, чувствительности, избирательности и экспрессности метода.

Основные функции аналитической химии

1. Решение общих вопросов анализа;
2. Разработка методов и методик анализа установленных границ и их применимости;
3. Решение конкретных задач анализа.

Химический анализ – это совокупность действий, целью которых является получение информации о химическом составе анализируемого объекта.

Он включает в себя следующие этапы:

1. Формулирование цели и постановка задачи;
2. Выбор метода и методики анализа;
3. Отбор пробы и ее подготовка к анализу;
4. Проведение анализа, включая выполнения необходимых измерений;
5. Обработка результатов анализа, включая математическую обработку измерений.

Виды химического анализа

Качественный анализ – отвечает на вопрос о том, из каких элементарных компонентов состоит анализируемый объект.

Количественный анализ – дает сведения о количественном содержании всех отдельных элементарных компонентов, входящих в состав анализируемого объекта.

При выполнении анализа регистрируется *характеристический сигнал*, который проявляют конкретные элементарные объекты (атомы, молекулы, ионы, комплексы и т.д.). В аналитической химии характеристический сигнал называют *аналитическим сигналом*. Аналитическим сигналом, служит среднее из измерений какой либо физической величины на заключительной стадии анализа, функционально связанной с содержанием определяемого компонента: масса в гравиметрическом анализе, объем титранта в титриметрическом анализе.

Методы количественного химического анализа подразделяются на *гравиметрические* и *титриметрические*.

Гравиметрическим анализом называют метод количественного анализа, основанный на определении количественного состава вещества путем прямого измерения массы взвешиванием.

Титриметрический анализ – метод количественного химического анализа, основанный на измерении объема раствора реагента (титранта), точно известной концентрации, выраженной в единицах моль•экв/л (нормалей), израсходованного на реакцию с определяемым веществом.

2. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ МЕТОД АНАЛИЗА

В основе титриметрического анализа лежит закон эквивалентов – все вещества реагируют между собой в соответствии с их эквивалентами (в эквивалентных количествах).

Классификация методов титриметрического анализа

1. Кислотно-основное титрование (протолитическое): алкалиметрия, ацидиметрия;

2. Комплексонометрическое титрование: трилонометрия, роданометрия, фторометрия и т.д.;
3. Окислительно-восстановительное титрование: перманганатометрия, бихроматометрия и т.д.;
4. Осадительное титрование: седиметрия.

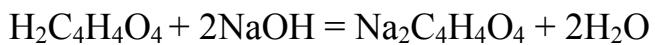
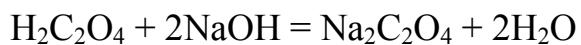
Требования к аналитическим реакциям

1. Стехиометричность взаимодействия;
2. Необратимость;
3. Достаточно большая скорость реакции;
4. Отсутствие побочных реакций;
5. Возможность определения конечной точки титрования.

2.1 Алкалиметрия

Алкалиметрия (от лат. *alcali* - щелочь и греч. *metreo* - измеряю), метод количественного определения веществ, обладающих кислотными свойствами.

В алкалиметрии в качестве *титрантов* используют растворы щелочей (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$), в которых молярная концентрация эквивалента вещества колеблется в интервале от 0,01 моль•экв/л до 0,2 моль•экв/л. Их не готовят по точной массе рассчитанной навески, поскольку щелочи являются гигроскопичными и даже при правильном хранении содержат в качестве примесей небольшое количество воды и карбонатов, а получают разбавлением концентрированных растворов с последующей стандартизацией другим раствором, концентрация которого известна. Для этих целей обычно используют *стандартные растворы* щавелевой $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ или янтарной $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$ кислот:



Рабочие растворы щелочей сохраняют свою устойчивость, если их хранить не в стеклянной, а в парафинированной либо фторопластовой посуде. Необходимо также учитывать, что растворы щелочей поглощают CO_2 из воздуха с образованием карбонатов. Вследствие этого их концентрацию желательно устанавливать непосредственно перед проведением анализа.

Стандартные растворы кислот и щелочей можно получить также из фиксаналов, выпускаемых промышленностью. Это значительно сокращает затраты времени и средств на подготовительной стадии анализа.

Пример 1

Вычислите нормальную концентрацию титранта (КОН), если при трехкратном титровании 10 мл 0,05н щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) было затрачено: 7,9; 8,1; 8,0 мл КОН (индикатор фенолфталеин).

Зная концентрацию титранта (КОН), рассчитать нормальную концентрацию и массу серной кислоты (H_2SO_4), если при трехкратном титровании 10 мл H_2SO_4 (общий объем H_2SO_4 100 мл) было затрачено: 5,0; 5,2; 4,9 мл КОН (индикатор фенолфталеин).

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 10 \text{ мл}$$

$$C_{\text{н}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05\text{n}$$

$V(\text{КОН}) = 7,9; 8,1; 8,0$ мл (потраченный на стандартизацию)

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10 \text{ мл}$$

$$V^{\text{общий}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ мл}$$

$V(\text{КОН}) = 5,0; 5,2; 4,9$ мл (потраченный на титрование 10 мл H_2SO_4)

Найти:

$$C_{\text{н}}(\text{КОН}) - ?$$

$$C_{\text{н}}(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

Решение:

Рассчитаем среднее значение титранта КОН при титровании 10 мл 0,05н щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$)

$$V_{\text{КОН (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{7,9 + 8,1 + 8}{3} = 8 \text{ мл}$$

Рассчитаем по правилу пропорциональности (формула 20) концентрацию титранта (КОН)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$
$$C_{H_2} = \frac{V_1 \cdot C_{H_1}}{V_2}$$

$$C_H = \frac{10 \cdot 0,05}{8} = 0,0625 \text{n}$$

Рассчитаем среднее значение титранта КОН при титровании 10 мл серной кислоты (H_2SO_4)

$$V_{\text{КОН (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{5 + 5,2 + 4,9}{3} = 5 \text{ мл}$$

Рассчитаем по правилу пропорциональности (формула 20) концентрацию серной кислоты (H_2SO_4)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$

$$C_H = \frac{V_1 \cdot C_{H_1}}{V_2}$$

$$C_H = \frac{5 \cdot 0,0625}{10} = 0,0312 \text{n}$$

Используем формулу 13 для расчета нормальной концентрации

$$C_H = \frac{m(v - va)}{\mathcal{E}V(l)} \quad (13)$$

$$\text{Выразим } m(v - va) = C_H \cdot V(l) \cdot \mathcal{E}$$

Находим молекулярную массу (M):

$$M(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/мол}$$

Находим эквивалент по формуле 15:

$$\mathcal{E} = \frac{M}{n} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль-экв.}$$

$$m(\text{в-ва}) = C_n \cdot V(l) \cdot \mathcal{E} = 0,0312 \cdot 0,1 \cdot 49 = 0,1529 \text{ г}$$

Ответ: масса H_2SO_4 , содержащейся в 100 мл раствора равна 0,1529 г

Индивидуальное задание №14

1. Вычислить нормальную концентрацию титранта C_{H_2} (КОН), если при титровании V_1 мл C_{H_1} щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) был затрачен средний объем КОН V_2 .

2. Зная концентрацию титранта C_{H_2} (КОН), рассчитать нормальную концентрацию и массу серной кислоты (H_2SO_4), если при трехкратном титровании 10 мл H_2SO_4 (общий объем H_2SO_4 100 мл) был затрачен средний объем V_3 КОН.

Вариант	1			2
	V_1 , мл	C_{H_1} , н	V_2 , мл	V_3 , мл
1	10,0	0,0987	9,7	3,2
2	10,1	0,0999	9,6	4,7
3	10,2	0,0971	9,8	5,6
4	10,3	0,0965	9,9	9,3
5	11,0	0,0954	10,0	7,2
6	11,1	0,0937	10,1	6,1
7	10,4	0,0962	10,3	7,8
8	10,5	0,0985	10,2	8,5
9	10,6	0,0939	10,4	4,0
10	10,7	0,0942	8,9	11,0
11	10,8	0,0955	9,0	5,5
12	10,9	0,0966	9,3	6,3
13	9,9	0,0977	9,7	6,0
14	9,8	0,0988	10,4	8,9
15	9,7	0,0911	11,0	8,4
16	9,6	0,0923	10,9	8,0
17	11,2	0,0928	9,9	6,9
18	10,1	0,0960	9,5	6,6
19	10,3	0,0930	10,6	7,2
20	10,6	0,0990	11,0	7,7

2.2 Перманганатометрия

Перманганатометрия – это титриметрический (объёмный) метод определения веществ, основанный на реакциях окисления с участием перманганат-ионов.

В качестве рабочего раствора применяют перманганат калия KMnO_4 . Перманганат калия является сильным окислителем, особенно в кислой среде. В зависимости от степени кислотности среды при восстановлении KMnO_4 получаются различные конечные продукты. В кислой среде ионы MnO_4^- восстанавливаются до бесцветных ионов Mn^{2+} :



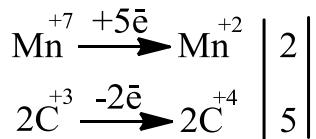
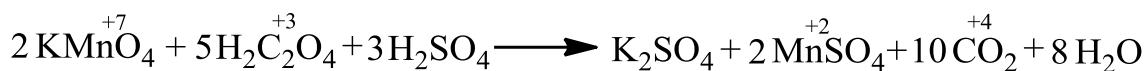
Ионы MnO_4^- придают раствору KMnO_4 красно-фиолетовую окраску. Как было сказано выше, в процессе титрования раствор обесцвечивается. В момент, когда в растворе не остается восстановителя, от прибавления одной капли KMnO_4 титруемая смесь приобретает розовую окраску. Таким образом, точка эквивалентности фиксируется при помощи самого же рабочего раствора и индикатор в этом методе не применяется.

В некоторых случаях реакция окисления с помощью перманганата калия проходит с небольшой скоростью. Поэтому титрование проводят в нагретом почти до кипения растворе. Реакция ускоряется и за счет действия катализатора, роль которого выполняют ионы Mn^{2+} . Ионы Mn^{2+} образуются в процессе титрования, поэтому нет необходимости специально добавлять катализатор. Однако в самом начале титрования катализатор отсутствует, поэтому первые порции раствора KMnO_4 реагируют медленно и начинать титрование нужно с прибавления очень небольших порций KMnO_4 .

Пример 1

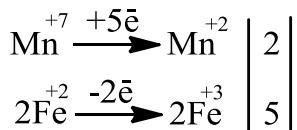
Вычислить нормальную концентрацию титранта (KMnO_4), если при трехкратном титровании 10 мл 0,05н щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) в кислой среде было затрачено:

9,0; 9,2; 8,9 мл KMnO₄.



Осуществить расчет навески соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ для приготовления 100 мл раствора.

Зная концентрацию титранта (KMnO₄), рассчитать нормальную концентрацию и массу ионов железа (Fe^{2+}), если при трехкратном титровании 10 мл соли Мора (общий объем соли Мора 100 мл) в кислой среде было затрачено: 5,0; 5,1; 5,2 мл KMnO₄.



Дано:

$$C_{\text{H}}(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{N}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4) = 10 \text{ мл}$$

$V(\text{KMnO}_4) = 9,0; 9,2; 8,9$ мл (поглощенный на стандартизацию)

$$V((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 10 \text{ мл}$$

$$V^{\text{общий}} ((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл}$$

$V(\text{KMnO}_4) = 5,0; 5,1; 5,2$ мл (поглощенный на титрование 10 мл $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)

Найти:

$$C_{\text{H}}(\text{KMnO}_4) - ?$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$C_{\text{H}}(\text{Fe}^{2+}) - ?$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) - ?$$

Решение:

Рассчитаем среднее значение титранта KMnO₄ при титровании 10 мл 0,05н щавелевой кислоты (C₂H₂O₄)

$$V_{\text{KMnO}_4 \text{ (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{9,0 + 9,2 + 8,9}{3} = 9 \text{ мл}$$

Рассчитаем по правилу пропорциональности (формула 20) концентрацию титранта (KOH)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$
$$C_{\text{H}_2} = \frac{V_1 \cdot C_{\text{H}_1}}{V_2}$$

$$C_{\text{H}} = \frac{10 \cdot 0,05}{9} = 0,0555 \text{ н}$$

Рассчитаем средне значение титранта KMnO₄ при титровании 10 мл соли Мора (NH₄)₂SO₄·FeSO₄·6H₂O

$$V_{\text{KMnO}_4 \text{ (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{5 + 5,1 + 5,2}{3} = 5,1 \text{ мл}$$

Рассчитаем по правилу пропорциональности (формула 20) концентрацию ионов железа (Fe²⁺)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$
$$C_{\text{H}} = \frac{V_1 \cdot C_{\text{H}_1}}{V_2}$$

$$C_{\text{H}} = \frac{5,1 \cdot 0,0555}{10} = 0,0283 \text{ н}$$

Используем формулу 13 для расчета нормальной концентрации

$$C_{\text{H}} = \frac{m_{(\text{в}-\text{ва})}}{\mathcal{E} \cdot V(\text{л})} \quad (13)$$

Выразим $m_{(\text{в}-\text{ва})} = C_{\text{H}} \cdot V(\text{л}) \cdot \mathcal{E}$

Находим молекулярную массу (M): M(Fe²⁺) = 1·2+32+16·4 = 56 г/моль

Находим эквивалент по формуле 18:

$$\mathcal{E} = \frac{M}{n} = \frac{56}{1} = 56 \text{ г/моль-экв.}$$

$$m(Fe^{2+}) = C_H \cdot V(l) \cdot \vartheta = 0,0283 \cdot 0,1 \cdot 56 = 0,1585 \text{ г}$$

Ответ: масса ионов железа в соли Мора содержащихся в 100 мл раствора равна 0,1585 г.

Индивидуальное задание №15

- Вычислить нормальную концентрацию титранта ($KMnO_4$) C_{H2} , если при трехкратном титровании V_1 мл щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$) с концентрацией C_{H1} в кислой среде был затрачен средний объем $KMnO_4 V_2$.
- Зная концентрацию титранта ($KMnO_4$) C_{H2} , рассчитать нормальную концентрацию и массу ионов железа (Fe^{2+}), если при титровании 10 мл соли Мора (общий объем раствора соли Мора 100 мл) в кислой среде был затрачен средний объем $KMnO_4 V_3$.

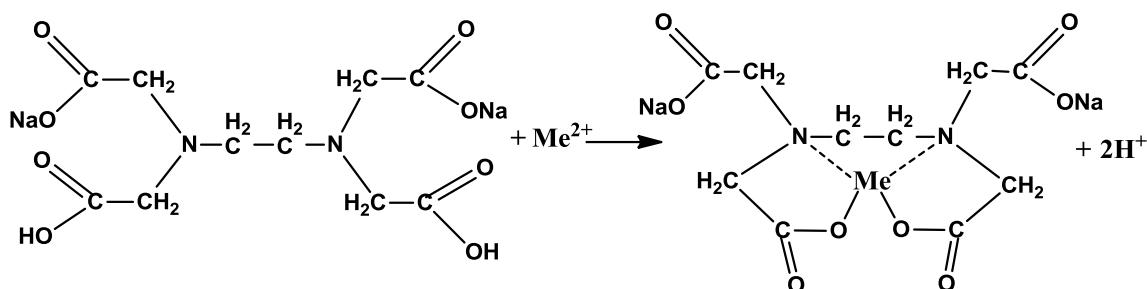
Вариант	1			2
	$V_1, \text{ мл}$	$C_{H1}, \text{ н}$	$V_2, \text{ мл}$	$V_3, \text{ мл}$
1	10,0	0,0587	9,7	3,2
2	10,1	0,0499	9,6	4,7
3	10,2	0,0571	9,8	5,6
4	10,3	0,0465	9,9	9,3
5	11,0	0,0554	10,0	7,2
6	11,1	0,0437	10,1	6,1
7	10,4	0,0562	10,3	7,8
8	10,5	0,0485	10,2	8,5
9	10,6	0,0539	10,4	4,0
10	10,7	0,0442	8,9	11,0
11	10,8	0,0555	9,0	5,5
12	10,9	0,0466	9,3	6,3
13	9,9	0,0577	9,7	6,0
14	9,8	0,0488	10,4	8,9
15	9,7	0,0511	11,0	8,4
16	9,6	0,0423	10,9	8,0
17	11,2	0,0528	9,9	6,9

Продолжение таблицы

18	10,1	0,0460	9,5	6,6
19	10,3	0,0530	10,6	7,2
20	10,6	0,0490	11,0	7,7

2.3 Комплексонометрия

Комплексонометрия – титриметрический метод, основанный на реакциях образования комплексных соединений ионов металлов с этилендиаминтетраусусной кислотой и другими аминополикарбоновыми кислотами.



Большинство ионов металлов взаимодействуют практически мгновенно с образованием растворимых в воде малодиссоциированных соединений постоянного состава.

Метод позволяет определять практически все ионы и многие анионы.

Пример 1

Вычислить нормальную концентрацию титранта (Трилон Б), если при трехкратном титровании 10 мл 0,05н сульфата магния ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) было затрачено: 10,0; 10,1; 10,3 мл Трилона Б (индикатор хромоген черный).

Используя концентрацию титранта (Трилон Б), рассчитать нормальную концентрацию ионов магния и кальция (Mg^{2+} , Ca^{2+}), если при трехкратном титровании 100 мл водопроводной воды (индикатор хромоген черный) было затрачено: 17,0; 17,2; 16,9 мл Трилона Б, а при трехкратном титровании

нии 100 мл водопроводной воды (индикатор мурексид) было затрачено: 10,0; 10,2; 9,9 мл Трилона Б.

Зная концентрации ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} , рассчитать общую жесткость воды.

Дано:

$$C_n(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = 0,05 \text{ н}$$

$$V(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = 10 \text{ мл}$$

$$V(\text{водопр. воды}) = 100 \text{ мл}$$

$V(\text{Трилон Б}) = 10,0; 10,1; 9,9 \text{ мл}$
(потраченный на стандартизацию с хромогеном черным)

$V(\text{Трилон Б}) = 17,0; 17,2; 16,9 \text{ мл}$
(потраченный на титрование водопр. воды с хромогеном черным)

$V(\text{Трилон Б}) = 10,0; 10,2; 9,9 \text{ мл}$
(потраченный на титрование водопр. воды с мурексидом)

Решение:

Рассчитаем среднее значение титранта Трилон Б при титровании 10 мл 0,05н сульфата магния ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$)

$$V_{\text{Трилон Б (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{10,0 + 10,1 + 10,3}{3} = 10 \text{ мл}$$

Рассчитаем по правилу пропорциональности (формула 20) концентрацию титранта (Трилон Б)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$

$$C_{n2} = \frac{V_1 \cdot C_{n1}}{V_2}$$

$$C_n = \frac{10 \cdot 0,05}{10} = 0,0050 \text{ н}$$

Рассчитаем среднее значение титранта Трилена Б при

титровании 100 мл водопроводной воды (индикатор хромоген черный)

$$V_{\text{Трилон Б (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{17,0 + 17,2 + 16,9}{3} = 17 \text{ мл}$$

Рассчитаем средне значение титранта Трилона Б при титровании 100 мл водопроводной воды (индикатор мурексид)

$$V_{\text{Трилон Б (Среднее)}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{10,0 + 10,2 + 9,9}{3} = 10 \text{ мл}$$

Рассчитаем по правилу пропорциональности (формула 20) концентрацию ионов Ca^{2+} :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (20)$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{V_{\text{т(мурексид)}} \cdot C_{\text{трилон Б}}}{V_{\text{анализ. воды}}}$$

$$C_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{10 \cdot 0,0050}{100} = 0,0005 \text{ н}$$

Рассчитаем концентрацию ионов магния (Mg^{2+}) по формуле 32:

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{C_{\text{трилон Б}} \cdot V_{\text{т(хромоген)}} - V_{\text{т(мурексид)}}}{V_{\text{анализ. воды}}} \quad (32)$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{0,0050 \cdot (17 - 10)}{100} = 0,0004 \text{ н}$$

Найдем общую жесткость водопроводной воды

$$C_{\text{общ. жесткость воды}} = C_{\text{Ca}^{2+}} + C_{\text{Mg}^{2+}}$$

$$C_{\text{общ. жесткость воды}} = 0,0005 + 0,0004 = 0,0009 \text{ н}$$

$< 0,0015$ – оч. мягкая;

$0,0015-0,004$ – мягкая;

$0,004-0,008$ – сп. жесткости;

$0,008-0,012$ – жесткая;

$> 0,012$ – оч. жесткая.

Ответ: общая жесткость водопроводной воды равна $0,0009 \text{ н}$ (жесткая).

Индивидуальное задание №16

1. Вычислить нормальную концентрацию титранта (Трилон Б) $C_{\text{Н1}}$, если при трехкратном титровании 10 мл 0,0500н сульфата магния ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) был затрачен средний объем Трилона Б V_1 мл.

2. Используя концентрацию титранта (Трилон Б) $C_{\text{Н1}}$, рассчитать нормальную концентрацию ионов магния и кальция (Mg^{2+} , Ca^{2+}), если при трехкратном титровании 100 мл водопроводной воды (индикатор хромоген черный) был затрачен средний объем Трилона Б V_2 мл, а при трехкратном титровании 100 мл водопроводной воды (индикатор мурексид) был затрачен средний объем Трилона Б V_3 . Зная концентрации ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} рассчитать общую жесткость воды.

Вариант	1	2	
	V_1 , мл	V_2 , мл	V_3 , мл
1	10,0	16,0	3,2
2	10,1	16,1	4,7
3	10,2	16,2	5,6
4	10,3	16,3	9,3
5	11,0	17,0	7,2
6	11,1	17,6	6,1
7	10,4	17,9	7,8
8	10,5	18,0	8,5
9	10,6	18,2	4,0
10	10,7	16,6	11,0
11	10,8	17,2	5,5
12	10,9	16,3	6,3
13	9,9	18,1	6,0
14	9,8	16,7	8,9
15	9,7	16,9	8,4
16	9,6	17,8	8,0
17	11,2	17,7	6,9
18	10,1	16,0	6,6
19	10,3	15,9	7,2
20	10,6	15,5	7,7

Заключение

При изучении дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» обучающиеся должны освоить компетенции, изложенные в Федеральном государственном общеобразовательном стандарте.

Для успешного освоения дисциплины, обучающиеся очной и заочной форм обучения должны ознакомиться с основными теоретическими закономерностями неорганической и аналитической химии, научиться их использовать для характеристики свойств элементов и их соединений, а так же самостоятельно осуществлять необходимые расчеты и записывать уравнения реакций.

В учебном пособии представлены вопросы и задания для обучающихся, которые позволяют им оценить уровень подготовки по данной дисциплине и подготовиться к успешной сдаче экзамена.

Словарь терминов

- **Анализируемый раствор** – раствор, содержащий определяемый компонент.
- **Аналитическая химия** – наука о методах изучения состава вещества, состоит из двух разделов: качественного анализа и количественного анализа.
- **Аналитические весы** – прибор позволяют взвешивать с точностью до $2 \cdot 10^{-4}$ г.
- **Анионы** – отрицательно заряженные ионы, кислотные остатки и гидроксо группа.
- **Бюretка** – цилиндрический градуированный сосуд с краном или резиновым затвором, служит для измерения объемов жидкости при титровании.
- **Валентность** – способность атома присоединять или замещать определенное количество других атомов с образованием химических связей.
- **Водородный показатель (рН)** – количественная характеристика кислотности среды, равная отрицательному десятичному логарифму ионов гидроксония в растворе: $\text{рН} = -\lg[\text{H}_3\text{O}]$.
- **Восстановитель** – вещество, в состав которого входят атомы, отдающие электроны, т.е. восстановитель – донор электронов.
- **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом вещества, сопровождающийся понижением степени его окисления.
- **Гальванический элемент** – устройство, в котором в результате протекания на электродах химических процессов возникает разность потенциалов.
- **Гидроксильный показатель (рОН)** – количественная характеристика щелочности среды, равная отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов гидроксила в растворе: $\text{рОН} = -\lg[\text{OH}^-]$.

тичному логарифму ионов гидроксила в растворе: $pOH = -\lg[OH^-]$.

- **Гидролиз солей** – протолитический процесс взаимодействия ионов солей с молекулами воды, в результате которого образуются малодиссоциированные молекулы или ионы.
- **Диссоциация электролитическая** – процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве.
- **Ионы** – заряженные частицы.
- **Катионы** – положительно заряженные ионы металлов и аммония (NH_4^+).
- **Кислоты** – сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металла и кислотный остаток (Ac): $H_x(Ac)$.
- **Количественный анализ** – позволяет установить количественное соотношение компонентов и отдельных соединений, входящих в состав анализируемого вещества.
- **Концентрация раствора** – количество (масса или объем) растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве (массе или объеме) раствора или растворителя.
- **Коррозия** – разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой.
- **Массовая доля вещества в растворе ω (X)** – величина, измеряемая отношением массы растворенного вещества к массе раствора.
- **Металлы** – химические элементы, атомы которых имеют на внешней электронной оболочке 1-3 электрона и проявляют электроположительные свойства, т.е. обладают низкой электроотрицательностью (меньше 2).
- **Молярная концентрация вещества X в растворе** – величина, измеряемая отношением количества молей вещества X к массе растворителя.

- **Молярная концентрация вещества X в растворе** – величина, измеряемая отношением количества молей вещества X к объему раствора.
- **Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) вещества X в растворе** – величина, измеряемая отношением количества эквивалентов вещества X к объему раствора.
- **Нейтрон** – незаряженная частица, содержащаяся в атомном ядре, обладающая массой $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг.
- **Неметаллы** – химические элементы, атомы которых содержат на внешней электронной оболочке 4 и более электрона и проявляют электроотрицательные свойства, т.е. обладают высокой электроотрицательностью (больше 2).
- **Неэлектролиты** – вещества, растворы и расплавы которых не подвергаются диссоциации и не проводят электрический ток.
- **Нормали** – стандартные вещества, предназначенные для приготовления растворов точной концентрации.
- **Оксиды** – соединения двух элементов, один из которых кислород.
- **Окисление** – процесс отдачи электронов атомом вещества, сопровождающийся повышением степени его окисления.
- **Окислитель** – вещество, в состав которого входят атомы, присоединяющие электроны, т.е. окислитель – акцептор электронов.
- **Окислительно-восстановительные реакции** – химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов вследствие перераспределения электронов между ними.
- **Орбиталь атомная** – часть атомного пространства, где вероятность пребывания электрона составляет более 90%.
- **Основания** – сложные вещества, молекулы которых состоят

из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп (-OH^-): Me(OH)_y .

- **Пипетки** – предназначены для отбора и переноса точного объема растворов из одного сосуда в другой.
- **Протон** – элементарная частица, входящая в состав атомного ядра, имеющая массу $1,672 \cdot 10^{-27}$ кг и положительный заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.
- **Раствор** – термодинамически устойчивая гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов, между которыми существуют достаточно сильные взаимодействия.
- **Растворенное вещество** – компонент раствора, агрегатное состояние которого изменяется при образовании раствора или находящийся в растворе в минимальном количестве.
- **Растворитель** – компонент раствора, агрегатное состояние которого не меняется при образовании раствора или находящийся в растворе в преобладающем количестве.
- **Ряд напряжений** – расположение металлов в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов.
- **Связь химическая** – это совокупность сил, связывающих атомы и молекулы друг с другом в новые устойчивые структуры.
- **Соли** – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.
- **Стандартизация** – определение точной концентрации раствора.
- **Стандартный раствор** – раствор, точная концентрация которого рассчитывается по точной навеске.
- **Стандарт-титр** – см. **норма-доза**.
- **Степень диссоциации** – отношение количества электролита, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного электролита.

- **Степень окисления** – условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит из ионов.
- **Титр** – граммовое содержание растворенного вещества в 1 мл раствора.
- **Титрант** (рабочий раствор) – раствор, с помощью которого анализируют определяемый компонент.
- **Титрование** – процесс постепенного приливания раствора титранта к анализируемому раствору.
- **Точка эквивалентности** – момент окончания реакции между титрантом и определяемым компонентом.
- **Щелочи** – растворимые в воде гидроксиды металлов I главной подгруппы $\text{LiOH} - \text{FrOH}$ и II главной подгруппы $\text{Ca(OH)}_2 - \text{Ra(OH)}_2$.
- **Эквивалент вещества** – реальная или условная частица вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом или ионом водорода или одним электроном.
- **Электролиты** – вещества, расплавы и растворы которых содержат подвижные ионы и проводят электрический ток.
- **Электроотрицательность** – величина, характеризующая способность атома элемента притягивать к себе общие электроны в молекуле.
- **Электрон** – элементарная частица, имеющая массу покоя $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг и отрицательный заряд, равный по абсолютной величине заряду протона – $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.
- **Энергия (E)** – количественная мера интенсивности различных форм перемещения и взаимодействия частиц в системе, включая перемещение системы в целом и ее взаимодействие с окружающей средой.
- **Энергия Гиббса (G)** – термодинамическая функция состояния системы, учитывающей энергетику и неупорядоченность

системы при изобарно-изотермических условиях; является критерием самопроизвольного протекания химических реакций.

- **Энтальпия (H)** – термодинамическая функция, характеризующая энергетическое состояние системы при изобарно-изотермических условиях.
- **Энтропия (S)** – термодинамическая функция, характеризующая меру неупорядоченности системы, т. е. неоднородности расположения и движения её частиц.

Список рекомендуемых источников

Основная литература

1. Александрова Э.А. Аналитическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум: учебное пособие: в 2 книгах / Э.А. Александрова, Н.Г. Гайдукова. - М.: КолосС, 2011. – 549 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия в 2 т [Электронный ресурс]: учебник для академического бакалавриата / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. — 19-е изд., перераб. и доп. — М.: Издательство Юрайт, 2016. – Режим доступа: <http://www.biblio-online.ru>.
3. Тетерина Н.М. Учебное пособие по неорганической химии [Текст]: учебное пособие / Н.М. Тетерина; рец.: А.Б. Шеин, А.Е. Леснов; ФГБОУ ВПО Пермская ГСХА (Пермь). - Пермь: Пермская ГСХА, 2012. - 144 с.
4. Якимова И.Д. Общая химия: теоретические аспекты, семинары и лабораторные работы: практикум / И.Д. Якимова, Я.В. Быков; М-во с.-х. РФ; федеральное гос. бюджетное образов. Учреждение высшего образов. «Пермский гос. аграрно-технол. ун-т им. акад. Д.Н. Прянишникова». - Пермь: ИПЦ «Прокрость», 2019.- 176 с.

Дополнительная литература

1. Британ Е.А. Самостоятельная работа студентов по курсу «Общая химия»: Учебное пособие 5-е издание / Е.А. Британ, С.А. Киселева. - Пермь: ФГБОУ ВПО «Пермская ГСХА», 2015.– 173 с.
2. Британ Е.А. Аналитическая химия [Текст]: лабораторный практикум / Е.А. Британ, С.А. Киселева; ФГБОУ ВО Пермская ГСХА. - 2-е изд., перераб. и доп. - Пермь: Прокрость, 2015. - 153 с.
3. Гаршин А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А.П. Гаршин. - Москва; Санкт-Петербург; Нижний Новгород и [др.]: Питер, 2011. - 285 с.
4. Демина О.В. Общая и неорганическая химия. Часть 1: учебное пособие / О.В. Демина, Е.В. Грачева, И.И. Головнева. - Красноярск: 2013. - 117с.
5. Демина О.В. Общая и неорганическая химия. Часть II: учебное пособие / О.В. Демина, Е.В. Грачева, И.И. Головнева. - Красноярск: 2013. - 132с
6. Харитонов Ю.Я. Аналитическая химия. Практикум. Качественный химический анализ [Текст]: учебное пособие / Ю.Я. Харитонов, В.Ю. Григорьева. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2009. - 293 с.

Приложение 1

Варианты контрольных заданий для обучающихся заочной формы обучения

Последние две цифры шифра	Номера заданий (номер темы, номер варианта)
00, 20,40,60, 80	1.1, 2.1, 3.1, 4.1, 5.1, 6.1, 7.1, 8.1, 9.1, 10.1, 11.1, 12.1, 13.1, 14.1, 15.1, 16.1.
01, 21,41,61, 81	1.2, 2.2, 3.2, 4.2, 5.2, 6.2, 7.2, 8.2, 9.2, 10.2, 11.2, 12.2, 13.2, 14.2, 15.2, 16.2.
02, 22,42,62, 82	1.3, 2.3, 3.3, 4.3, 5.3, 6.3, 7.3, 8.3, 9.3, 10.3, 11.3, 12.3, 13.3, 14.3, 15.3, 16.3.
03, 23,43,63, 83	1.4, 2.4, 3.4, 4.4, 5.4, 6.4, 7.4, 8.4, 9.4, 10.4, 11.4, 12.4, 13.4, 14.4, 15.4, 16.4.
04, 24,44,64, 84	1.5, 2.5, 3.5, 4.5, 5.5, 6.5, 7.5, 8.5, 9.5, 10.5, 11.5, 12.5, 13.5, 14.5, 15.5, 16.5.
05, 25,45,65, 85	1.6, 2.6, 3.6, 4.6, 5.6, 6.6, 7.6, 8.6, 9.6, 10.6, 11.6, 12.6, 13.6, 14.6, 15.6, 16.6.
06, 26,46,66, 86	1.7, 2.7, 3.7, 4.7, 5.7, 6.7, 7.7, 8.7, 9.7, 10.7, 11.7, 12.7, 13.7, 14.7, 15.7, 16.7.
07, 27,47,67, 87	1.8, 2.8, 3.8, 4.8, 5.8, 6.8, 7.8, 8.8, 9.8, 10.8, 11.8, 12.8, 13.8, 14.8, 15.8, 16.8.
08, 28,48,68, 88	1.9, 2.9, 3.9, 4.9, 5.9, 6.9, 7.9, 8.9, 9.9, 10.9, 11.9, 12.9, 13.9, 14.9, 15.9, 16.9.
09, 29,49,69, 89	1.10, 2.10, 3.10, 4.10, 5.10, 6.10, 7.10, 8.10, 9.10, 10.10, 11.10, 12.10, 13.10, 14.10, 15.10, 16.10.
10, 30, 50, 70, 90	1.11, 2.11, 3.11, 4.11, 5.11, 6.11, 7.11, 8.11, 9.11, 10.11, 11.11, 12.11, 13.11, 14.11, 15.11, 16.11.
11, 31, 51, 71, 91	1.12, 2.12, 3.12, 4.12, 5.12, 6.12, 7.12, 8.12, 9.12, 10.12, 11.12, 12.12, 13.12, 14.12, 15.12, 16.12.
12, 32, 52, 72, 92	1.13, 2.13, 3.13, 4.13, 5.13, 6.13, 7.13, 8.13, 9.13, 10.13, 11.13, 12.13, 13.13, 14.13, 15.13, 16.13.
13, 33, 53, 73, 93	1.14, 2.14, 3.14, 4.14, 5.14, 6.14, 7.14, 8.14, 9.14, 10.14, 11.14, 12.14, 13.14, 14.14, 15.14, 16.14.
14, 34, 54, 74, 94	1.15, 2.15, 3.15, 4.15, 5.15, 6.15, 7.15, 8.15, 9.15, 10.15, 11.15, 12.15, 13.15, 14.15, 15.15, 16.15.
15, 35, 55, 75, 95	1.16, 2.16, 3.16, 4.16, 5.16, 6.16, 7.16, 8.16, 9.16, 10.16, 11.16, 12.16, 13.16, 14.16, 15.16, 16.16.
16, 36, 56, 76, 96	1.17, 2.17, 3.17, 4.17, 5.17, 6.17, 7.17, 8.17, 9.17, 10.17, 11.17, 12.17, 13.17, 14.17, 15.17, 16.17.
17, 37, 57, 77, 97	1.18, 2.18, 3.18, 4.18, 5.18, 6.18, 7.18, 8.18, 9.18, 10.18, 11.18, 12.18, 13.18, 14.18, 15.18, 16.18.
18, 38, 58, 78, 98	1.19, 2.19, 3.19, 4.19, 5.19, 6.19, 7.19, 8.19, 9.19, 10.19, 11.19, 12.19, 13.19, 14.19, 15.19, 16.19.
19, 39, 59, 79, 99	1.20, 2.20, 3.20, 4.20, 5.20, 6.20, 7.20, 8.20, 9.20, 10.20, 11.20, 12.20, 13.20, 14.20, 15.20, 16.20.

Приложение 2

Русские и латинские названия химических элементов

Русское название	Международный символ	Латинское название
Азот	^{14}N	Nitrogenum
Алюминий	^{13}Al	Aluminium
Аргон	^{18}Ar	Argon
Астат	^{33}At	Astatinum
Барий	^{56}Ba	Barium
Бериллий	^{4}Be	Beryllium
Бор	^{5}B	Borum
Бром	^{35}Br	Bromum
Ванадий	^{23}V	Vanadium
Висмут	^{83}Bi	Bismutum
Водород	^{1}H	Hydrogenum
Вольфрам	^{74}W	Wolfframium
Галлий	^{31}Ga	Gallium
Гафний	^{72}Hf	Hafnium
Гелий	^{2}He	Helium
Германий	^{32}Ge	Germanium
Железо	^{26}Fe	Ferrum
Золото	^{79}Au	Aurum
Индий	^{49}In	Indium
Иод	^{53}I	Jodum
Кадмий	^{48}Cd	Cadmium
Калий	^{19}K	Kalium
Кальций	^{20}Ca	Calcium
Кислород	^{8}O	Oxygenum
Кобальт	^{27}Co	Cobaltum
Кремний	^{14}Si	Silicium
Ксенон	^{54}Xe	Xenon
Литий	^{3}Li	Lithium
Магний	^{12}Mg	Magnesium
Марганец	^{25}Mn	Manganum
Медь	^{29}Cu	Cuprum
Молибден	^{42}Mo	Molybdenum
Мышьяк	^{33}As	Arsenicum
Натрий	^{11}Na	Natrium
Неон	^{10}Ne	Neon
Никель	^{28}Ni	Niccolum
Ниобий	^{41}Nb	Niobium
Олово	^{50}Sn	Stannum
Палладий	^{46}Pd	Palladium
Платина	^{78}Pt	Platinum
Ртуть	^{80}Hg	Hydrargyrum
Рубидий	^{37}Rb	Rubidium

Продолжение приложения 2

Рутений	⁴⁴Ru	Ruthenium
Свинец	⁸²Pb	Plumbum
Селен	³⁴Se	Selenium
Сера	¹⁶S	Sulfur
Серебро	⁴⁷Ag	Argentum
Скандий	²¹Sc	Scandium
Стронций	³⁸Sr	Strontium
Сурьма	⁵¹Sb	Stibium
Таллий	⁸¹Tl	Thallium
Тантал	⁷³Ta	Tantalum
Теллур	⁵²Te	Tellurium
Технеций	⁴³Tc	Technetium
Титан	²²Ti	Titantium
Углерод	⁶C	Carboneum
Фосфор	¹⁵P	Phosphorus
Франций	⁸⁷Fr	Francium
Фтор	⁹F	Fluorum
Хлор	¹⁷Cl	Chlorum
Хром	²⁴Cr	Chromium
Цезий	⁵⁵Cs	Cesium
Цинк	³⁰Zn	Zincum
Цирконий	⁴⁰Zr	Zirconium

Приложение 3

Растворимость солей, кислот и оснований в воде*

Катион	Анион																			
	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	F ⁻	CN ⁻	SCN ⁻	NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	MnO ₄ ⁻	ClO ₄ ⁻	AsO ₃ ³⁻	AsO ₄ ³⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P
Li ⁺	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	H	P	P	H	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Be ²⁺	P	P	P	P	P	H		P	-	-	P	P					P		H	H
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	M	P	P	P
Cu ⁺	M	H	H	M	H	H			H	H	H	-								H
Cu ²⁺	P	P	-	P	H	H	-	P	P	H	H	P	-	-	H	H	P	H	H	H
Ag ⁺	H	H	H	P	H	H	M	P	P	H	H	M	H	-	H	H	M	P	H	H
Au ³⁺	P	P	H	-	H	H		-	-	H		P	-	-	-	-		-	-	H
Mg ²⁺	P	P	P	H	P	P	P	P	P	-	H	P	H	H	P	H	P	H	H	H
Cd ²⁺	P	P	P	P	H	H	P	P	P	H	H	P	H	H		H	P	P		H
Ca ²⁺	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	H	M	H	H	M	H	M	P	H	M
Sr ²⁺	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	M	H	P	P	H	M
Ba ²⁺	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	P	H	H	P
Zn ²⁺	P	P	P	M	H	P	-	P	P	H	H	P	H	H	H	H	P	P	H	H
Hg ²⁺	P	M	H	-	P	H	-	P	P	H	H	-	-	-	H	H		P	H	H
Al ³⁺	P	P	P	M	-	P	-	P	P	-	-	P	-	H	-	H	P	-	H	H
Sn ²⁺	P	P	P	P	-	-		-	-	H	-	P	-	-	-	H		-	-	H
Sn ⁴⁺	P	M	P	P	-	P		-	P	H		-	-	-	-	H		-	-	H
Pb ²⁺	M	M	H	H	M	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	P	H	H	H
Mn ²⁺	P	P	H	P	H	P	-	P	P	H	H	P	H	H	H	H	P	H	H	H
Fe ³⁺	P	P	-	P	H	P	-	P	-	H	-	P	-	H	-	H	P	H	H	H
Fe ²⁺	P	P	P	H	H	P	-	P	P	H	H	P	H	H	-	H	P	H	H	H
Cr ²⁺	P	P	P	H						H		P					P			H
Cr ³⁺	P	P	P	P	H	P	-	P		H	-	P	-	-	P	H	P	-	H	H
Co ²⁺	P	P	P	H	H		M	P	P	H	H	P	H	-	H		P		H	H
Ni ²⁺	P	P	M	P	H	P	P	P	P	H	H	P	H	-	H	H	P	H	H	H

* P – растворимое вещество, M – малорастворимое, H – нерастворимое. Прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой.

Приложение 4

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Период	Ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В								Обозначение элемента	Атомный номер
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	(H)								H 1,00797 Водород	1 He 4,0026 Гелий
II	2	Li Литий 6,939	Be Бериллий 9,0122	B Бор 10,811	C Углерод 12,01115	N Азот 14,0067	O Кислород 15,9994	F Фтор 18,9984	Ne Неон 20,179		
III	3	Na Натрий 22,9898	Mg Магний 24,305	Al Алюминий 26,9815	Si Кремний 28,086	P Фосфор 30,9738	S Сера 32,064	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948		
IV	4	K Калий 39,102	Ca Кальций 40,08	Sc Скандий 44,956	Ti Титан 47,90	V Ванадий 50,942	Cr Хром 51,996	Mn Марганец 54,9380	Fe Железо 55,847	Co Кобальт 58,9330	Ni Никель 58,71
	5	29 63,546 Cu Медь	30 65,37 Zn Цинк	Ga Галлий 69,72	Ge Германий 72,59	As Мышьяк 74,9216	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904	Kr Криптон 83,80		
V	6	Rb Рубидий 85,47	Sr Стронций 87,62	39 88,905 Y Иттрий	40 91,22 Zr Цирконий	41 92,906 Nb Ниобий	42 95,94 Mo Молибден	43 [99] Tc Технеций	44 101,07 Ru Рутений	45 102,905 Rh Родий	Pd Палладий 106,4
	7	47 107,868 Ag Серебро	48 112,40 Cd Кадмий	In Индий 114,82	Sn Олово 118,69	Sb Сурьма 121,75	Te Теллур 127,60	I Иод 126,9044	Xe Ксенон 131,30		
VI	8	Cs Цезий 132,905	Ba Барий 137,34	57 138,91 La* Лантан	72 178,49 Hf Гафний	73 180,948 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,2 Re Рений	76 190,2 Os Осмий	77 192,2 Ir Иридий	Pt Платина 195,09
	9	79 196,967 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	Tl Таллий 204,37	Pb Свинец 207,19	Bi Висмут 208,980	Po Полоний [210]*	At Астат [210]	Rn Радон [222]		
VII	10	Fr Франций [223]	Ra Радий [226]	89 [227] Ac** Актиний	104 [261] Rf Резерфордий	105 [262] Db Дубний	106 [263] Sg Сиборгий	107 [262] Bh Борий	108 [265] Hs Хассий	109 [266] Mt Мейтнерий	110

Лантаноиды*	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,907 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147]* Прометий	62 Sm 150,35 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,924 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
Актиноиды**	90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [252]* Калифорний	99 Es [254] Энштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [257] Менделевий	102 No [255] Нобелий	103 Lr [256] Лоуренсий

Приложение 5

Электрохимический ряд напряжений металлов

Металл	Электродный процесс	
K	$K \Leftrightarrow K^+ + e$	- 2,92
Ba	$Ba \Leftrightarrow Ba^{2+} + 2e$	- 2,90
Ca	$Ca \Leftrightarrow Ca^{2+} + 2e$	- 2,87
Na	$Na \Leftrightarrow Na^+ + e$	- 2,71
Mg	$Mg \Leftrightarrow Mg^{2+} + 2e$	- 2,37
Be	$Be \Leftrightarrow Be^{2+} + 2e$	- 1,85
Ti	$Ti \Leftrightarrow Ti^{2+} + 2e$	- 1,75
Al	$Al \Leftrightarrow Al^{3+} + 3e$	- 1,66
Tl	$Tl \Leftrightarrow Tl^+ + e$	- 1,63
Zr	$Zr \Leftrightarrow Zr^{4+} + 4e$	- 1,58
V	$V \Leftrightarrow V^{2+} + 2e$	- 1,18
Mn	$Mn \Leftrightarrow Mn^{2+} + 2e$	- 1,10
Cr	$Cr \Leftrightarrow Cr^{3+} + 3e$	- 0,91
V	$V \Leftrightarrow V^{3+} + 3e$	- 0,88
Zn	$Zn \Leftrightarrow Zn^{2+} + 2e$	- 0,76
Cr	$Cr \Leftrightarrow Cr^{3+} + 3e$	- 0,74
Fe	$Fe \Leftrightarrow Fe^{2+} + 2e$	- 0,44
Cd	$Cd \Leftrightarrow Cd^{2+} + 2e$	- 0,40
Co	$Co \Leftrightarrow Co^{2+} + 2e$	- 0,28
Ni	$Ni \Leftrightarrow Ni^{2+} + 2e$	- 0,25
Mo	$Mo \Leftrightarrow Mo^{3+} + 3e$	- 0,20
Sn	$Sn \Leftrightarrow Sn^{2+} + 2e$	- 0,14
Rb	$Pb \Leftrightarrow Pb^{2+} + 2e$	- 0,13
Fe	$Fe \Leftrightarrow Fe^{3+} + 3e$	- 0,04
H ₂	$H_2 \Leftrightarrow 2H^+ + 2e$	0,00
Bi	$Bi \Leftrightarrow Bi^{3+} + 3e$	+ 0,23
Cu	$Cu \Leftrightarrow Cu^{2+} + 2e$	+ 0,34
Hg	$2Hg \Leftrightarrow [Hg_2^{2+}] + 2e$	+ 0,79
Ag	$Ag \Leftrightarrow Ag^+ + e$	+ 0,80
Pd	$Pd \Leftrightarrow Pd^{2+} + 2e$	+ 0,82
Pt	$Pt \Leftrightarrow Pt^{2+} + 2e$	+ 1,19
Au	$Au \Leftrightarrow Au^+ + e$	+ 1,68

*Стандартные потенциалы некоторых металлов E⁰;

концентрация = 1 г·ион /л температура 20⁰С

Приложение 6

Термодинамические константы некоторых веществ*

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)
Ag (κ)	0	0	42,69
AgBr (κ)	- 99,16	- 95,94	107,1
AgI (κ)	- 64,2	- 66,3	114,2
AgCl (κ)	- 126,8	- 109,7	114,2
AgF (κ)	- 202,9	- 134,9	83,7
AgNO ₃ (κ)	- 120,7	- 32,2	140,9
Ag ₂ O (κ)	- 30,56	- 10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃ (κ)	- 506,1	- 437,1	167,4
Al (κ)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (κ)	- 1675,0	- 1576,4	50,94
Al(OH) ₃ (κ)	- 1275,7	- 1139,72	71,1
AlCl ₃ (κ)	- 697,4	- 636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	- 3434,0	- 3091,9	239,2
As (κ)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (κ)	- 656,8	- 575,0	107,1
As ₂ O ₄ (κ)	- 918,0	- 772,4	105,4
Au (κ)	0	0	47,65
AuF (κ)	- 74,3	- 58,6	96,4
AuF ₃ (κ)	- 348,53	- 297,48	114,2
Au(OH) ₃ (κ)	- 418,4	- 289,95	121,3
AuCl ₃ (κ)	- 118,4	- 48,53	146,4
B (κ)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (κ)	- 1264,0	- 1184,0	53,85
B ₂ H ₄ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (κ)	0	0	64,9
BaO (κ)	- 556,6	- 528,4	70,3
BaCO ₃ (κ)	- 1202,0	- 1138,8	112,1
Be (κ)	0	0	9,54
BeO (κ)	- 598,7	- 581,6	14,10
BeCO ₃ (κ)	- 981,57	- 944,75	199,4
Bi (κ)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	- 270,7	- 260,2	356,9
BiCl ₃ (г)	- 270,7	- 260,2	356,9
BiCl ₃ (κ)	- 379,1	- 318,9	189,5
Br ₂ (г)	30,92	3,14	245,35
HBr (г)	- 36,23	- 53,22	198,48
C(алмаз)	1,897	2,866	2,38
C (графит)	0	0	5,74
CO (г)	- 110,5	- 137,27	197,4
CO ₂ (г)	- 393,51	- 394,38	213,6
COCl ₂ (г)	- 223,0	- 210,5	289,2

Продолжение приложения 6

CS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (г)	- 74,85	- 50,79	186,19
C ₂ H ₆ (г)	- 84,67	- 32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH (ж)	- 238,7	- 166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH (ж)	- 227,6	- 174,77	160,7
CH ₃ COOH (ж)	- 484,9	- 392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	- 635,1	- 604,2	39,7
CaF ₂ (к)	- 1214,0	- 1161,0	68,87
CaCl ₂ (к)	- 785,8	- 750,2	113,8
CaC ₂ (к)	- 62,7	- 67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	- 431,8	- 368,6	104,6
Ca(OH) ₂ (к)	- 986,2	- 896,76	83,4
CaSO ₄ (к)	- 1424,0	- 1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	- 1579,0	- 1495,4	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к)	- 4125,0	- 3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	- 1206,0	- 1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl (г)	- 92,30	- 95,27	186,7
HCl (ж)	- 167,5	- 131,2	55,2
HClO (ж)	- 116,4	- 80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	- 1141,0	- 1046,84	81,1
Cr(CO) ₆ (к)	- 1075,62	- 982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs ₂ O (к)	- 317,6	- 274,5	123,8
CsOH (к)	- 406,5	- 355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu ₂ O (к)	- 167,36	- 146,36	93,93
CuO (к)	- 165,3	- 127,10	42,64
Cu(OH) ₂ (к)	- 443,9	- 356,90	79,50
CuF ₂ (к)	- 530,9	- 485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	- 205,9	- 166,1	113,0
CuBr ₂ (к)	- 141,42	- 126,78	142,34
CuI ₂ (к)	- 21,34	- 23,85	159,0
Cu ₂ S (к)	- 82,01	- 86,19	119,24
CuS (к)	- 48,5	- 48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	- 771,1	- 661,91	113,3
CuCO ₃ (к)	- 594,96	- 517,98	87,9
Cu(NO ₃) ₂ (к)	- 307,11	- 114,22	193,3
Fe (к)	0	0	27,15

Продолжение приложения 6

FeO (κ)	– 263,68	– 244,35	58,79
FeCl ₂ (κ)	– 341,0	– 302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (κ)	– 821,32	– 740,99	89,96
Fe(OH) ₃ (κ)	– 824,25	– 694,54	96,23
FeCl ₃ (κ)	– 405,0	– 336,39	130,1
FeSO ₄ (κ)	– 922,57	– 829,69	107,51
FeCO ₃ (κ)	– 744,75	– 637,88	92,9
GeO (κ)	– 305,4	– 276,1	50,2
GeO ₂ (κ)	– 539,74	– 531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	– 241,84	– 228,8	188,74
H ₂ O (ж)	– 285,84	– 237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	– 187,36	– 117,57	105,86
Hg (κ)	0	0	76,1
HgCl ₂ (κ)	– 230,12	– 185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (κ)	– 264,85	– 210,66	195,81
I ₂ (κ)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	– 158,9	– 98,7	24,32
K (κ)	0	0	64,35
K ₂ O (κ)	– 361,5	– 193,3	87,0
KOH (κ)	– 425,93	– 374,47	59,41
KNO ₃ (κ)	– 492,71	– 393,13	132,93
KNO ₂ (κ)	– 370,28	– 281,58	117,15
K ₂ SO ₄ (κ)	– 1433,44	– 1316,37	175,73
KHSO ₄ (κ)	– 1158,1	– 1043,49	187,89
KH (κ)	– 56,9	– 38,49	67,95
Li (κ)	0	0	28,03
Li ₂ O (κ)	– 595,8	– 560,2	37,9
LiOH (κ)	– 487,8	– 443,1	42,81
Mg (κ)	0	0	32,55
MgO (κ)	– 601,24	– 569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (κ)	– 924,66	– 833,7	63,14
MgCO ₃ (κ)	– 1096,21	– 1029,3	65,69
MnSO ₄ (κ)	– 1063,74	– 955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O (г)	81,55	103,6	220,0
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	– 46,19	– 16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	– 173,0	– 79,91	156,16
NH ₄ Cl (κ)	– 315,39	– 343,64	94,56
NH ₄ OH (ж)	– 366,69	– 263,8	179,9

Продолжение приложения 6

Na (к)	0	0	51,42
Na ₂ O (к)	- 430,6	- 376,6	71,1
NaOH (к)	- 426,6	- 377,0	64,18
NaCl (к)	- 410,9	- 384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	- 1129,0	- 1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	- 1384,0	- 1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	- 1518,0	- 1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P (красный)	- 18,41	- 13,81	22,8
PCl ₃ (г)	- 277,0	- 286,27	311,7
PCl ₅ (г)	- 369,45	- 324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	- 982,4	- 902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	- 1271,94	- 1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	- 217,86	- 188,49	67,4
PbO ₂ (к)	- 276,6	- 218,99	76,44
PbCl ₂ (к)	- 359,2	- 313,97	136,4
PbSO ₄ (к)	- 918,1	- 811,24	147,28
PbS (к)	- 94,28	- 92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	- 330,12	- 290,79	109,6
RbOH (к)	- 413,80	- 364,43	70,7
S (ромб.)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	- 296,9	- 300,37	248,1
SO ₃ (г)	- 395,2	- 370,37	256,23
H ₂ S (г)	- 20,15	- 33,02	205,64
H ₂ S (ж)	- 39,33	- 27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	- 811,3	- 742,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	- 859,3	- 803,75	42,09
SnO (к)	- 286,0	- 257,32	56,74
SnO ₂ (к)	- 580,8	- 519,65	52,34
SrO (к)	- 590,4	- 559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	- 1221,3	- 1137,6	97,1
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	- 349,0	- 318,19	43,5
ZnS (к)	- 201,0	- 198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	- 978,2	- 871,57	124,6

* Условные обозначения: к – кристаллический, г – газообразный, ж – жидкость, ромб. – ромбический.

Приложение 7

**Степени и константы диссоциации электролитов
(при 18, 25°C)***

Электролит	Формула	Степень диссоциации, %	Анион	Константы диссоциации
1. Кислоты				
Азотная	HNO ₃	92	NO ₃ ⁻	2·10 ⁻⁵
Соляная	HCl	91	Cl ⁻	1·10 ⁷
Бромистоводородная	HBr	90	Br ⁻	1·10 ⁹
Йодистоводородная	HI	90	J ⁻	1·10 ¹¹
Серная	H ₂ SO ₄	58	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻	1·10 ³ 1,2·10 ⁻²
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	31	HC ₂ O ₄ ⁻	3,8·10 ⁻²
Фосфорная	H ₃ PO ₄	26	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻	7,52·10 ⁻³ 6,31·10 ⁻⁸ 1,26·10 ⁻¹²
Сернистая	H ₂ SO ₃	20	HSO ₃ ⁻ SO ₃ ²⁻	1,58·10 ⁻² 6,31·10 ⁻⁸
Фтористоводородная	HF	15	F ⁻	6,61·10 ⁻⁴
Уксусная	CH ₃ COOH	1,3	CH ₃ COO ⁻	1,8·10 ⁻⁵
Угольная	H ₂ CO ₃	0,17	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻	4,45·10 ⁻⁷ 4,69·10 ⁻¹¹
Сероводородная	H ₂ S	0,07	HS ⁻ S ²⁻	9·10 ⁻⁸ 1·10 ⁻¹⁴
Борная	H ₃ BO ₃	0,01	H ₂ BO ₃ ⁻	5,8·10 ⁻¹⁰
Синильная	HCN	0,007	CN ⁻	7,9·10 ⁻¹⁰
2. Основания				
Гидроксид калия	KOH	89	OH	
Гидроксид натрия	NaOH	84	OH	5,9
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	1,3	OH	2·10 ⁻⁵

* Для сильных электролитов приведенные цифры представляют собой кажущиеся степени диссоциации, определенные по электропроводности растворов.

Приложение 8

Константы нестойкости комплексных ионов

Формула	$K_{\text{нест.}}$	Формула	$K_{\text{нест.}}$	Формула	$K_{\text{нест.}}$
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$\text{Cd}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$	$\text{Cu}(\text{SO}_3)_2^{3-}$	$3,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$8 \cdot 10^{-22}$	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{-19}$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$
$\text{Ag}(\text{CN})_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-22}$	$\text{Cd}(\text{SCN})_6^{2-}$	$1,033$	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$\text{Ag}(\text{CN})_4^{3-}$	$2,1 \cdot 10^{-21}$	CdCl_4^{2-}	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-21}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_2^-$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	CdCl_6^{4-}	$2,6 \cdot 10^{-2}$	$\text{Fe}(\text{SO}_4)_2^-$	$1,05 \cdot 10^{-3}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_3^{2-}$	$8,3 \cdot 10^{-10}$	CdBr_4^{2-}	$2 \cdot 10^{-4}$	$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$
$\text{Ag}(\text{SCN})_4^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$	CdI_4^{2-}	$8 \cdot 10^{-7}$	HgCl_4^{2-}	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$\text{Ag}(\text{SO}_4)_2^{3-}$	$0,59$	CdI_6^{4-}	$1 \cdot 10^{-6}$	HgBr_4^{2-}	$2 \cdot 10^{-22}$
AgCl_2^-	$1,76 \cdot 10^{-5}$	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	HgI_4^{2-}	$1,48 \cdot 10^{-30}$
AgBr_2^-	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$\text{Hg}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
AgI_3^{2-}	$1,4 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	$1 \cdot 10^{-19}$	$\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-30}$
AgI_4^{3-}	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{-64}$	$\text{Mg}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$10,9$
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	$\text{Mg}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$2 \cdot 10^3$
$\text{Ag}(\text{SO}_3)_2^{3-}$	$4,5 \cdot 10^{-6}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$	$2,24 \cdot 10^{-8}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$1,12 \cdot 10^{-8}$
$\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})_2^-$	$2,2 \cdot 10^{-1}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_3^{2+}$	$2,89 \cdot 10^{-11}$	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
AlF_6^{3-}	$1,44 \cdot 10^{-20}$	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$	$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
AlF_4^-	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$\text{Cu}(\text{CN})_2^-$	$1 \cdot 10^{-24}$	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$	$5 \cdot 10^{-20}$	$\text{Cu}(\text{CN})_3^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$	$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$\text{Au}(\text{SCN})_2^-$	$1 \cdot 10^{-23}$	$\text{Cu}(\text{CN})_4^{3-}$	$5 \cdot 10^{-31}$	$\text{Zn}(\text{SCN})_4^{2-}$	$5 \cdot 10^{-2}$
$\text{Au}(\text{SCN})_4^-$	$1 \cdot 10^{-42}$	$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
AuCl_4^-	$5 \cdot 10^{-22}$	CuCl_4^-	$6,3 \cdot 10^{-6}$	ZnCl_4^{2-}	1
AuBr_2^-	$4 \cdot 10^{-13}$	CuI_2^-	$1,75 \cdot 10^{-9}$	ZnBr_3^-	50
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$	ZnI_4^{2-}	220

Приложение 9

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в водных растворах
по отношению к нормальному водородному электроду**

151

Эле- мент	Реакция	ϕ^0 , В	Элемент	Реакция	ϕ^0 , В
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}$	0,80	B	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,87
	$\text{AgBr} + \text{e} = \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,55		$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{B} + 4\text{OH}^-$	-1,79
	$\text{AgCl} + \text{e} = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ba}$	-2,9
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	0,45	Be	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e} = \text{Be}$	-1,85
	$\text{AgI} + \text{e} = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15		$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,82
	$\text{AgCH}_3\text{COO} + \text{e} = \text{Ag} + \text{CH}_3\text{COO}^-$	0,64		$\text{BeO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,91
	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-}$	0,65	Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e} = \text{Bi}$	0,21
	$\text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{CO}_3^{2-}$	0,45	Br	$\text{Br}_2 + 2\text{e} = 2\text{Br}^-$	1,09
	$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + \text{e} = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,31		$\text{Br}_3^- + 3\text{e} = 3\text{Br}^-$	1,05
	$\text{AgCN} + \text{e} = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,02		$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,60
	$\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,70		$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} = \text{Al}$	-1,66		$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35		$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31		$\text{BrO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{HBrO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{AlF}_6^{3-} + 3\text{e} = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07		$\text{BrO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{BrO}^- + 4\text{OH}^-$	0,54
As	$\text{HAsO}_2^- + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,25		$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HAsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56		$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	0,50
	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0,68		$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71		$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{AsH}_2$	-0,60	C	$\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{OH}$	0,19
	$\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{AsH}_3 + 3\text{OH}^-$	-1,37		$\text{HCOOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOH}$	-0,01

Продолжение приложения 9

Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	1,50		$\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	0,19
	$\text{Au}^{3+} + 2\text{e} = \text{Au}^+$	1,41		$\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CH}_3\text{CHO}$	-0,12
	$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	1,50		$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	- ,12
	$\text{AuCl}_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	1,00		$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOOH}$	-0,20
	$\text{AuBr}_4^- + 3\text{e} = \text{Au} + 4\text{Br}^-$	0,87		$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	-2,87	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e} = \text{Cr}$	-0,74
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,40		$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{CdS} + 2\text{e} = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,17		$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	0,91
Ce	$\text{Ce}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ce}$	-2,40		$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 2\text{e} = \text{Cr} + 2\text{OH}^-$	-1,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36		$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{e} = \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,30
	$2\text{HOCl} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,63		$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40		$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,20
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88		$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,63		$\text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+$	1,19
	$\text{HClO}_3 + 3\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56	Cs	$\text{Cs}^+ + \text{e} = \text{Cs}$	-2,91
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,34
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	0,66		$\text{Cu}^+ + \text{e} = \text{Cu}$	0,52
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,33		$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{C}^+$	1,53
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47		$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \text{e} = \text{CuBr}$	0,64
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63		$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{e} = \text{CuCl}$	0,54
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,19		$\text{CuCl} + \text{e} = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	0,14
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36		$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e} = \text{CuI}$	0,86
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39		$\text{CuBr} + \text{e} = \text{Cu} + \text{Br}$	0,03
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38		$\text{CuI} + \text{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56		$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + \text{e} = \text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + 2\text{NH}_3$	-0,01
Co	$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,84		$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22

Продолжение приложения 9

	$\text{Co}^{3+} + 3\text{e} = \text{Co}$	0,33		$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,28		$\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{e} = 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,54
	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} \pm \text{e} = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,10		$\text{CuS} + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,70
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17		$\text{Cu}(\text{CN})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Co} + 2\text{OH}^-$	-0,73	F	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77	I	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{I}_2 + 6\text{OH}^-$	1,19
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,04		$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,44		$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
	$\text{FeO}_4^{2-} + 6\text{H}^+ + 3\text{e} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,56		$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,26
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56		$\text{IO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{IO}_3^- + 2\text{OH}^-$	-0,68
	$\text{FeS} + 2\text{e} = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,98	K	$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$	-2,93
	$\text{FeO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{FeO}_2^- + 4\text{OH}^-$	0,90	Li	$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	-3,04
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,90	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,37
Ga	$\text{Ga}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ga}$	-0,56	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,19
Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ge}$	0		$\text{Mn}^{3+} + \text{e} = \text{Mn}^{2+}$	1,51
H	$2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$	0		$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
	$2\text{H}^+(10^{-7} \text{ M}) + 2\text{e} = \text{H}_2$	-0,41		$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	-0,0
	$\text{H}^+ + \text{e} = \text{H}$	-2,1		$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,26
	$\text{H}_2 + 2\text{e} = 2\text{H}^-$	-2,25		$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{Mn}_4^{2-}$	0,56
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85		$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79		$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$2\text{Hg} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,91		$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
In	$\text{In}^{3+} + 3\text{e} = \text{In}$	-0,33		$\text{Mn}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,1
Ir	$\text{Ir}^{3+} + 3\text{e} = \text{Ir}$	1,15	N	$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
I	$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	0,54		$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,16
	$\text{I}_3^- + 2\text{e} = 3\text{I}^-$	0,55		$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{NH}_4^+$	0,26
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45		$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,76

Продолжение приложения 9

	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45		$\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 2\text{OH}^-$	0,42
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99		$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,90
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49		$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{IO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,14		$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,29
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14		$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,44
O	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07		$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	1,24		$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,86
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23		$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	0,15
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+(10^{-7} \text{ M}) + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	0,82		$\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,77
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,40		$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{OH}^-$	0,94
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68		$2\text{NO} + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
Os	$\text{Os}^{2+} + 2\text{e} = \text{Os}$	0,85		$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{N}_2 + 4\text{OH}^-$	0,85
P	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89		$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{PH}_3$	0,06		$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,10
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e} = \text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,51		$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50		$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e} = \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,86
	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,57		$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,13		$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,80		$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,24
	$\text{Pb}^{4+} + 4\text{e} = \text{Pb}$	0,84		$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46		$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68	Na	$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,71
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,20	Nb	$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e} = \text{Nb}$	-1,10
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	0,25	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,23
	$\text{PbO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HPbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	1,55		$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} + \text{e} [\text{Ni}(\text{CN})_4]^{3-}$	0,82
Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pd}$	0,99	S	$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pt}$	1,20		$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,14

Продолжение приложения 9

Rb	$\text{Rb}^+ + \text{e} = \text{Rb}$	-2,93		$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,50
Rh	$\text{Rh}^{3+} + 3\text{e} = \text{Rh}$	0,80		$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,09
Ru	$\text{Ru}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ru}$	0,45		$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
Te	$\text{Te} + 2\text{e} = \text{Te}^{2-}$	-1,14		$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,71		$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	0,29
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ti}$	-1,63		$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{H}^+$	-0,76
	$\text{Ti}^{3+} + \text{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,37		$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Ti} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,89		$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{S} + 8\text{OH}^-$	0,75
	$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,10		$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,00
Th	$\text{Th}^{4+} + 4\text{e} = \text{Th}$	1,90		$2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,22
Tl	$\text{Tl}^+ + \text{e} = \text{Tl}$	-0,34		$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e} = \text{Tl}^+$	1,28		$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
U	$\text{U}^{3+} + 3\text{e} = \text{U}$	-1,80		$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,30
	$\text{U}^{4+} + \text{e} = \text{U}^{3+}$	-0,64	Se	$\text{Se}^{3+} + 3\text{e} = \text{Se}$	-2,10
V	$\text{V}^{2+} + 2\text{e} = \text{V}$	-1,20		$\text{Se} + 2\text{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
	$\text{V}^{3+} + \text{e} = \text{V}^{2+}$	-0,26		$\text{Se}^{3+} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	0,34		$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,74
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,96	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,14
Y	$\text{Y}^{3+} + 3\text{e} = \text{Y}$	-2,37		$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	-0,15
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,76		$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e} = \text{Sn}$	0,01
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1,25		$\text{HSnO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Sn} + 3\text{OH}^-$	-0,91
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22		$\text{HSnO}_2^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,33
Zr	$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e} = \text{Zr}$	-1,53		$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2\text{e} = \text{HsnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,92
		-2,37	Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sr}$	-2,89

Учебное издание

**Махова Татьяна Валерьевна,
Горохов Валерий Юрьевич**

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Учебное пособие

Подписано в печать 27.09.19. Формат 60x84 ^{1/16}
Усл. печ. л. 9,69. Тираж 150 экз. Заказ № 171

ИПЦ «ПрокроСТ»

Пермского государственного аграрно-технологического университета
имени академика Д.Н. Прянишникова,

614990, Россия, Пермь, ул. Петропавловская, 23
тел. (342) 217-95-42