

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ УКРАИНЫ
Украинская медицинская стоматологическая академия

*Подготовительное отделение
для иностранных граждан*

Общая химия

(Издание третье, переработанное и дополненное)
*Учебное пособие для студентов-иностранцев
подготовительного отделения*



Полтава – 2018

Рекомендовано Ученым советом Украинской медицинской стоматологической академии как учебное пособие для студентов подготовительных факультетов (отделений) для иностранных граждан заведение высшего образования Министерства здравоохранения Украины (протокол №3 заседания Ученого совета Украинской медицинской стоматологической академии (г. Полтава) от 5 декабря 2018 г.).

Авторы: **Криворучко Т.Д.**, преподаватель кафедры биологической и биоорганической химии "УМСА".

Кушпиль Н.А., преподаватель подготовительного отделения для иностранных граждан "УМСА".

Рецензенты: **Иващенко О.Д.**, доцент кафедры мед. химии "УМСА", к.хим.наук.

Плаксиико И.Л., доцент кафедры экологии, сбалансированного природоиспользования и защиты окружающей среды ПГАА, к.хим. наук.

Иваницкая И.А., доцент кафедры химии ПНТУ им. Ю. Кондратюка, к.хим. наук.

Предисловие

Учебное пособие "Общая химия" составлено в соответствии с программой по химии для подготовительных факультетов и предназначено для иностранных студентов, обучающихся на подготовительном отделении медико-биологического профиля.

В учебном пособии освещены такие вопросы, как основные понятия и законы химии, классификация неорганических соединений, их свойства и способы получения, строения атома, химическая связь, величины, характеризующие количественный состав растворов, теория электролитической диссоциации, водородный показатель, гидролиз солей.

В пособие включены и согласованы с кафедрой биологии и биоорганической химии тексты по темам "Тепловой эффект химических реакций", "Химическое равновесие". Каждое занятие содержит поурочный словарь, основные текстовые конструкции, адаптированный текст и послетекстовые задания, направленные на выработку навыков решения задач, отработку умений применять теоретические знания в практических целях.

Для облегчения усвоения учебного материала в пособие включены схемы и таблицы, выражающие или иллюстрирующие наиболее важные теоретические положения, примеры тестовых заданий.

Материалы для лабораторных работ и контрольных работ не включены в данное пособие, т.к. они предлагаются студентам в отдельном сборнике.

Содержание

Занятие 1	Вещества и их свойства.	4
Занятие 2	Физические и химические явления.	5
Занятие 3	Молекулярное строение вещества.	7
Занятие 4	Атомы. Химические элементы.	8
Занятие 5	Относительная атомная масса.	10
Занятие 6	Закон постоянства состава. Химические формулы.	12
Занятие 7	Относительная молекулярная масса.	13
Занятие 8	Моль.	15
Занятие 9	Валентность. Составление формул по валентности.	17
Занятие 10	Химические эквиваленты. Закон эквивалентов.	20
Занятие 11	Закон сохранения массы вещества. Химические уравнения.	22
Занятие 12	Закон Авогадро. Молярный объем газов.	24

Занятие 13	Относительная плотность газа.	26
Занятие 14	Расчёты по химическим формулам.	28
Занятие 15	Повторение.	31
Занятие 16	Контрольная работа №1.	32
Занятие 17	Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	33
Занятие 18	Строение атома. Изотопы.	37
Занятие 19	Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа	40
Занятие 20	Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная теория строения атома.	46
Занятие 21	Зависимость химических свойств элементов от строения их атомов	49
Занятие 22	Химическая связь и строение вещества. Ковалентная связь	51
Занятие 23	Донорно-акцепторная связь. Ионная связь.	55
Занятие 24	Металлическая и водородная связь.	57
Занятие 25	Валентность и степень окисления.	60
Занятие 26	Повторение.	62
Занятие 27	Контрольная работа №2.	63
Занятие 28	Основные классы химических соединений. Оксиды. Основания. Номенклатура, классификация и графические формулы.	64
Занятие 29	Кислоты. Состав, названия, графические формулы.	67
Занятие 30	Соли. Состав, названия, графические формулы.	69
Занятие 31	Свойства и получения оксидов.	72
Занятие 32	Свойства и получения оснований. Амфотерные гидроксиды.	75
Занятие 33	Свойства и получение кислот.	79
Занятие 34	Лабораторная работа №1 "Получение и свойства оксидов и оснований. Амфотерные гидроксиды".	82
Занятие 35	Лабораторная работа №2 "Получение и свойства кислот и солей".	83
Занятие 36	Лабораторная работа №3 Получение и свойства оксидов и оснований. Амфотерные гидроксиды.	83
Занятие 37	Свойства и получение солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.	83
Занятие 38	Контрольная работа №3.	87
Занятие 39	Типы химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции	87
Занятие 40	Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса.	92
Занятие 41	Скорость химических реакций. Закон действия масс.	95
Занятие 42	Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.	98
Занятие 43	Растворы. Растворимость.	101
Занятие 44	Виды концентраций растворов.	104
Занятие 45	Лабораторная работа №4 "Приготовление растворов различной концентрации".	107
Занятие 46	Электролитическая диссоциация. Электропроводность растворов.	108
Занятие 47	Диссоциация оснований, кислот и солей в водных растворах. Степень электролитической диссоциации.	110
Занятие 48	Ионные уравнения и реакции.	113
Занятие 49	Водородный показатель.	116
Занятие 50	Гидролиз солей.	119
Занятие 51	Лабораторная работа №5 "Гидролиз солей".	122
Занятие 52	Повторение.	123
Занятие 53	Контрольная работа №4.	124

Занятие 1. Вещества и их свойства.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

наука, -и	science	science	علم
вещество, -а	substance	matiere	مادة
простой, -ая, -ые, -ое	simple	simple	بسيط
сложный, -ая, -ое, -ые	complex	compliqué	معقد
состав, -ы	composition	contenant	تكوين
строение, -ия	structure	structure	بنية
свойство, -а	property	caracteristique	خواص
превращение, -ия	transformation	renversement/retournement	تحول
различный, -ая, -ые, -ое	different	different	اختلاف
твёрдый, -ая, -ое, -ые	hard	solide	صلب
жидкий, -ая, -ое, -ие	liquid	liquide	سائل
вкус, -ы	taste	saveur	طعم
цвет, -а	color	couleur	لون
запах, -и	smell, odor	odeur	رائحة
способность, -и	ability	pouvoir	قدرة
качество, -а	quality	qualité	نوعية
растворимость	solubility	solubilité	ذوبان
определённый, -ая, -ое, -ые	definite	limité	محدد
органический, -ая, -ое, -ие	organic	organique	عضوي
неорганический, -ая, -ое, -ие	inorganic	n est pas organique	غير عضوي
газообразный, -ая, -ое, -ые	gaseous	etat gazeux	غازي
агрегатное состояние	state of aggregation	l etat de la matiere	حالة المادة
температура кипения	boiling temperature	temperature de bouillement	درجة الغليان
температура плавления	melting temperature	la temperature de fondement	درجة الانصهار
вступать в реакцию	to react (with)	la presence en reaction	يدخل في تفاعل

Обратите внимание!

И.п.

В.п.

Химия изучает вещества.

И.п.

В.п.

Что имеет что

Каждое **вещество** имеет определённые физические и химические свойства.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Химия – это наука о веществах, их строении, свойствах, превращениях и применении.

Все тела в природе состоят из веществ. Каждое вещество имеет определённые физические и химические свойства.

Физические свойства вещества – это агрегатное состояние, плотность, растворимость, температура плавления, температура кипения, цвет, вкус, запах и другие.

Существуют три агрегатных состояния веществ: твёрдое, жидкое и газообразное. При обычных условиях различные вещества находятся в разных агрегатных состояниях.

Например:

твёрдые вещества
сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$, соль $NaCl$
жидкие вещества
вода H_2O серная кислота H_2SO_4
газообразные вещества
кислород O_2 , углекислый газ CO_2

Совокупность свойств, которые характеризуют только данное вещество – это **качество вещества**.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы:

1. Что изучает химия?
2. Какие вещества изучает химия?
3. Какие агрегатные состояния вещества Вы знаете?
4. Назовите физические свойства вещества?
5. Что называется качеством вещества?

Упражнение 2. Закончите предложения, запишите их в тетрадь.

1. Химия – это наука
2. Химия изучает состав
3. Физические свойства вещества – это

Упражнение 3. При помощи текста №1 поставьте пропущенные слова в предложениях.

1. Каждое вещество может быть в ..., ... или ... агрегатном состоянии.
2. Агрегатное состояние ..., цвет, ..., ... кипения, температура ..., ... – это ... свойства вещества.

Занятие 2. Физические и химические явления.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

явление, -ия	phenomenon/a	phenomene	ظاهرة
форма, -ы	form, shape	forme	شكل
растереть	grind	triturer	يطحن
выделение, -ия	discharge	faire sortir	توزيع / اخراج
положение, -ия	position	etat	وضعية
кусок, куски	piece, bit	tranche/morceau	قطعة
изменяться	to change	changer	تغير
образоваться	to form	faire ameliorer	تشكيل
признак, -и	indication	caractère	علامة
порошок, -и	powder	poudre	مسحوق
поглощение, -ия	absorption	absorption	امتصاص
объём, -ы	volume	volume	حجم
изменение, -ия (чего?)	change	changement	تغير
превращение, -ия (чего?)	transformation	transformation	تحول
превращаться (во что?)	to turn into	transformer	تحويل
осадок, осадки	precipitate	le reste	راسب
нагревание	heating	chauffer	تسخين
охлаждение	cooling	refroidir	تبريد

Обратите внимание!

И.п. Тв.п.

Что? называется чем?

Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, называются химическими явлениями.

И.п. В.п.

Что? превращается во что?

При нагревании **лёд** превращается в воду.

При охлаждении **вода** превращается в лёд.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

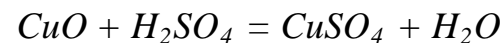
Любые изменения в природе – это **явления**.

Явления бывают химическими и физическими. При физических явлениях новые вещества не образуются, изменяется только агрегатное состояние, форма, объём, положение тела. Если кусок мела растереть в порошок, изменится форма тела, но вещество - мел – не изменится. Это **физическое явление**.

Явления, при которых одни вещества превращаются в другие вещества, называются химическими явлениями или химическими реакциями.

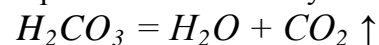
Признаки химических реакций:

1. Изменение цвета

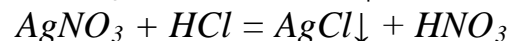


чёрный голубой

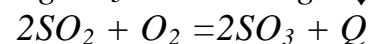
2. Выделение газа



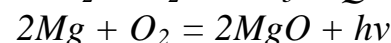
3. Образование осадка



4. Выделение или поглощение теплоты



5. Выделение света



Совокупность химических и физических свойств, которые характеризуют только данное вещество – это **качество вещества**.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Что называется явлением?
2. Какие Вы знаете явления?
3. Что происходит при физических явлениях?
4. Что происходит при химических явлениях?
5. Назовите признаки химических реакций.
6. Что называется качеством вещества?

Упражнение 2. Закончите предложения, запишите их в тетрадь.

1. При физических явлениях новые вещества
2. Качество вещества – это
3. Химические реакции – это

Упражнение 3. Подумайте и назовите примеры химических реакций, которые происходят с

- а) выделением газа;
- б) образованием осадка; образованием воды;
- в) выделением или поглощением теплоты.

Упражнение 4. Поставьте пропущенные слова в предложения.

1. При... явлениях изменяется агрегатное..., форма, ... положение
2. Если кусок мела... в порошок, изменится... тела, но вещество ... не изменится.
3. Признаки химических реакций:
 1. изменение ...;
 2. выделение газа;
 3. ...;
 4. ...;
 5. ... света.

Занятие 3. Молекулярное строение вещества.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

положение,-ия	position	position	وضعية
движение,-ия	motion	mouvement	حركة
скорость,-и	speed	vitesse	سرعة
водород	hydrogen	hydrogene	هيدروجين
сера	sulphur	sulfat	كبريت
учение,-ия	theory	apprentissage	معتقد
постоянно	constantly	constant	دائم
двигаться	to move	se déplacer	يتحرك
зависеть	to depend	dépendre	يعتمد
кислород	oxygen	oxygene	أكسجين
атомно-молекулярное учение	atomic-molecular theory	etude moleculaireatomique	الكتلة الجزيئية المبدئية
атомно-молекулярная теория	atomic-molecular theory	theoriemoleculaireatomique	نظرية الكتلة الجزيئية
наименьший, -ая, -ое, -ие	the smallest	le petit	الأصغر
простое вещество	elementary substance	matiere simple	مادة بسيطة
сложное вещество	composite substance	matiere compose	مادة معقدة
серная кислота	sulphuric acid	acidesulferique	حمض الكبريت
графит	graphite	graphite	الجرافيت
алмаз	diamond	diamant	الماس

Обратите внимание!

И.п. Р.п.

Что? зависит от чего?

Скорость движения молекул зависит от агрегатного состояния вещества, от температуры, от массы.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Вещества состоят из молекул. Атомно-молекулярное учение создали русский учёный М.В. Ломоносов (1741) и английский учёный Дж. Дальтон (1808).

Атомно-молекулярное учение – это учение о строении вещества из атомов и молекул. Основные положения атомно-молекулярной теории:

1. Вещества состоят из молекул. **Молекула** – это наименьшая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства. Молекулы различных

веществ имеют разную массу, разный размер, разный состав, разное строение и разные химические свойства.

2. Молекулы состоят из атомов.

3. Молекулы и атомы постоянно движутся. Скорость движения молекул зависит от агрегатного состояния вещества, от температуры, от массы.

4. Молекулы простых веществ состоят из атомов **одного** элемента. Например: водород H_2 , кислород O_2 , сера S – простые вещества.

Молекулы сложных веществ состоят из атомов **разных** элементов. Например: вода H_2O , серная кислота H_2SO_4 – сложные вещества.

5. В результате химических реакций молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Кто создал атомно-молекулярное учение?
2. Из каких частиц состоят вещества?
3. Какие вещества называются простыми?
4. Какие вещества называются сложными?
5. Что происходит в результате химических реакций?

Упражнение 2. Закончите предложения. Запишите их в тетрадь.

1. Вещества состоят из
2. Молекула – это
3. Скорость движения молекул зависит от... .
4. Простые вещества – это
5. Атомно-молекулярное учение создали

Занятие 4. Атомы. Химические элементы.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

химический элемент	chemical element	element chimique	عنصر كيميائي
сохранять	to retain	conserver	حفظ / حماية
отдельный, -ая, -ое, -ые	separate	desattacher	منفصل
настоящий, -ая, -ее, -ие	real/genuine	present	الحاضر
в настоящее время	at present	dans ce temps	في الوقت الحاضر
известный, -ая, -ое, -ые	known	fameux/très connu	مشهور / معروف
известно	it is known	connu	مشهور / معروف
металл, -ы	metal	metal	فلزي
неметалл, -ы	non –metal	n est pas metal	لافلزي
распространенный, -ая, -ое, -ые	widespread	diffusion en masse propagation	منتشر
свободный, -ая, -ое, -ые	free	libre	حر
модификация, -ии	modification	modification	تعديل
аллотропный	allotropic	allotropique	متغير نوعيا
видоизменение	variation/variety modification	la modification	تعديل
аллотропия	allotropy	allotropie	الأصل / تعدد الأشكال
кристалл, -ы	crystal	cristal	كريستال

Обратите внимание!

И.п. Тв.п.

Что? определяется чем?

Химические свойства элемента определяются строением его атома.

И.п. В.п.

Что? делится на что?

Химические **элементы** делятся на металлы и неметаллы.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Молекулы состоят из атомов. **Атом** – это наименьшая частица химического элемента, которая сохраняет его химические свойства.

Химический элемент – это отдельный вид атомов. Химические свойства элемента определяются строением его атома.

В настоящее время известно 110 химических элементов.

Все химические элементы делятся на металлы и неметаллы. Наиболее распространённые из них такие:

№	Химич. знак	Русское название	Произношение хим. знака	Относительная атомная масса (Ar)
47	Ag	Серебро	Аргентум	
13	Al	Алюминий	Алюминий	
5	B	Бор	Бор	
4	Be	Бериллий	Бериллий	
6	C	Углерод	Це	
20	Ca	Кальций	Кальций	
17	Cl	Хлор	Хлор	
29	Cu	Медь	Купрум	
9	F	Фтор	Фтор	
26	Fe	Железо	Феррум	
1	H	Водород	Аш	
2	He	Гелий	Гелий	
19	K	Калий	Калий	
3	Li	Литий	Литий	
12	Mg	Магний	Магний	
7	N	Азот	Эн	
11	Na	Натрий	Натрий	
8	O	Кислород	О	
15	P	Фосфор	Пе	
16	S	Сера	Эс	
14	Si	Кремний	Силициум	
50	Sn	Олово	Станнум	
30	Zn	Цинк	Цинк	
82	Pb	Свинец	Плюмбум	

Многие химические элементы в свободном состоянии могут существовать в виде нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам.

Разные простые вещества, которые образованы одним элементом, называются аллотропными видоизменениям (модификациями).

Образование разных простых веществ одним элементом называется **аллотропией**.

Причины возникновения аллотропии:

1) различное число атомов в молекуле.

Например: O_2 – кислород;

O_3 – озон.

2) образование кристаллов различных модификаций. Например: C – алмаз и графит.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Что называется атомом?

2. Что называется химическим элементом?

3. Что такое аллотропия?

4. Какие причины возникновения аллотропий?

Упражнение 2. Напишите русское название таких химических элементов:

$C, Fe, Ag, Pb, Sn, O, S, P, Mg, K, Na, Ca, Cu$.

Упражнение 3. Напишите химический знак и транскрипцию таких химических элементов: медь, сера, кислород, водород, железо, углерод, фосфор, магний, хлор, калий.

Упражнение 4. Закончите предложения.

1. Атом – это

2. Химический элемент – это

3. Наиболее распространенные металлы – это ...

4. Причинами возникновения аллотропий могут быть

5. Аллотропией называется

Занятие 5. Относительная атомная масса.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

абсолютная атомная масса	absolute atomic mass	lamasseatomiqueabsolu	الكتلة الذرية المطلقة
относительная атомная масса	relative atomic mass	lamasseatomiquedependante	الكتلة الذرية النسبية
периодический, -ая, -ое, -ие	periodic	periodique	دوري
выражение, -ия	expression	expression	تعبير
выраженный, -ая, -ое, -ые	pronounced	prononcé	معبر
обычно	usually	généralement	عادة
показать	to show	pour montrer	يظهر / يبين

Обратите внимание!

И.п.

Р.п.

Во сколько раз **что?** больше (меньше) чего?

Относительная атомная **масса** показывает во сколько раз масса данного атома больше 1/12 части массы атома углерода.

И.п. П.п.

Что? дано где?
в чём?

Значения относительных атомных масс элементов даны в периодической системе элементов.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Абсолютная атомная масса (m_a) – это масса атома, выраженная в килограммах (кг). Массы атомов очень малы.

Масса атома водорода $m_a(H)$ равна $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
(одна целая шестьдесят семь сотых, умножить на десять в минус двадцать седьмой степени килограмма).

$$m_a(H) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Масса атома кислорода $m_a(O)$ равна $26,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.

$$m_a(O) = 26,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Вместо абсолютных атомных масс обычно используют относительные атомные массы.

Относительная атомная масса (Ar) – это число, которое показывает, во сколько раз масса данного атома больше 1/12 части массы атома углерода (C).

$$\text{Относительная атомная масса} = \frac{\text{Масса одного атома элемента}}{1/2 \text{ часть массы одного атома углерода}}$$

1/12 часть массы атома углерода называется атомной единицей массы (а.е.м.)

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_a(C)}{12} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$
$$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Относительную атомную массу элемента можно вычислить по формуле:

$$Ar(X) = \frac{m(X)}{1 \text{ а.е.м.}}$$

Например:

$$Ar(H) = \frac{m_a(H)}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 1;$$

$$Ar(H) \approx 1$$

$$Ar(C) = \frac{m_a(C)}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 12;$$

$$Ar(C) \approx 12$$

$$Ar(O) = \frac{m_a(O)}{1 \text{ а.е.м.}} = \frac{26,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 16;$$

$$Ar(O) \approx 16$$

Значения относительных атомных масс всех химических элементов даны в периодической таблице химических элементов.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что называется абсолютной атомной массой?
2. Что называется относительной атомной массой?
3. Чему равна атомная единица массы?
4. По какой формуле можно вычислить относительную атомную массу?
5. Что называется атомной единицей массы?
6. Где даны относительные атомные массы всех химических элементов?

Упражнение 2. Чему равна абсолютная атомная масса атома?

- а) золота; в) меди; д) магния; ж) кремния?
б) калия; г) свинца; е) брома;

Занятие 6. Закон постоянства состава. Химические формулы.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

формулировать (сформулировать)	to formulate	formuler	صاغ / وضع صيغة
качественный, -ая, -ое, -ые	qualitative	qualitative	نوعي
количественный, -ая, -ое, -ые	quantitative	quantitatif	كمي
способ получения	mode of braining	metode de recevoir	طريقة الحصول
помощь	aid help	aide	مساعدة
индекс, -ы	index/indices	indice	مؤشر / أس / دليل
коэффициент, -ы	coefficient, factor	coefficient	معامل
оксид, -ы	oxide	oxyde	أكسيد
пероксид, -ы	peroxide	peroxide	بيروكسيد
чистый	pure	proper, net	

Обратите внимание!

И.п. В.п.

Кто? сформулировал что?

Ж. Пруст сформулировал закон постоянства состава вещества.

И.п. В.п.

Что? показывает что?

Индекс показывает число атомов каждого элемента в молекуле вещества.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Французский учёный Ж. Пруст в 1806 г. сформулировал закон постоянства состава вещества.

Каждое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав, который не зависит от способа получения вещества.

Поэтому каждое вещество имеет свою химическую формулу.

Химическая формула – это обозначение качественного и количественного состава вещества при помощи символов химических элементов.

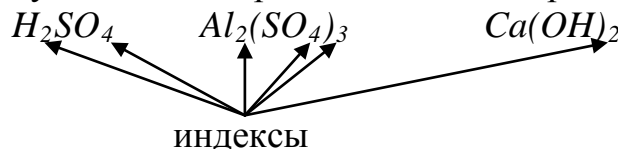
H_2O – химическая формула воды;

H_2SO_4 – химическая формула серной кислоты.

Химическая формула показывает:

- 1) из каких элементов состоит молекула вещества (качественный состав).
- 2) количество атомов данного элемента в молекуле (количественный состав).
- 3) одну молекулу вещества.

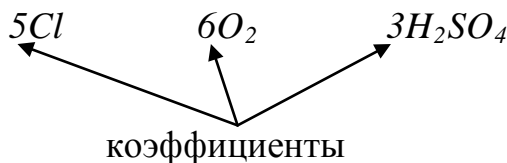
Цифры в формуле называются индексами. Индекс показывает число атомов каждого элемента в молекуле вещества. Например: формула H_2O показывает, что молекула воды содержит 2 атома водорода и 1 атом кислорода.



Существуют вещества, которые имеют одинаковый качественный, но различный количественный состав. Например:



Цифры перед химическими формулами показывают число молекул данного вещества или число отдельных атомов. Эти цифры называются **коэффициентами**.



Например: 5Cl – 5 атомов хлора;
 $3\text{H}_2\text{SO}_4$ – 3 молекулы серной кислоты;
 6O_2 – 6 молекул кислорода.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы:

1. Как формулируется закон постоянства состава?
2. Что называется химической формулой?
3. Что показывает химическая формула?
4. Что показывает индекс в химической формуле?
5. Что показывает коэффициент?

Упражнение 2. Опишите качественный и количественный состав следующих веществ:

- а) $NaOH$; б) H_2SO_4 ; в) HNO_3 ; г) $CaCl_2$;
д) $C_6H_{12}O_6$; е) $CaSO_4$; ж) $Fe_2(SO_4)_3$.

Упражнение 3. Напишите химические формулы:

- а) три молекулы серной кислоты;
б) семь атомов водорода;
в) две молекулы аш-три-пэ-о-четыре;
г) один атом азота;
д) пять молекул кислорода.

Занятие 7. Относительная молекулярная масса.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

относительная	relative molecular mass	masse	الكتلة الجزيئية النسبية
---------------	-------------------------	-------	-------------------------

молекулярная масса		moleculairedependante	
учёт	calculation, registration	compte	حساب
рассчитать	calculate	calculer	يحسب
массовая доля	mass part	fraction de masse	جزء (قسم) كتلي
выражать/выразить	express	passer	يعبر
процент, -ы	percentage	pourcentage	نسبة
отношение, -ия	relation	relation	علاقة

Обратите внимание!

Р.п. Д.п.

Отношение **чего?** к **чему?**

Массовая доля элемента – это отношение **относительной атомной массы элемента** к **относительной молекулярной массе вещества**.

И.п. П.п.

Что? выражают в чём?

Массовые доли выражают в процентах.

В.п. П.п.

Рассчитать **что?** в чём?

Рассчитать **массовую долю** водорода в молекуле воды.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Относительная молекулярная масса (M_r) вещества - это число, которое показывает, во сколько раз масса молекулы этого вещества больше атомной единицы массы.

$$M_r = \frac{m_m}{1a.e.m.}$$

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс элементов, из которых состоит молекула вещества с учётом числа атомов каждого элемента.

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$M_r(Fe_2(SO_4)_3) = 2Ar(Fe) + 3Ar(S) + 3 \cdot 4Ar(O) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 400$$

По химической формуле можно рассчитать массовую долю каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

Массовая доля элемента в данном веществе – это отношение относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(x) = \frac{Ar(x) \cdot n}{M_r}$$

где $\omega(x)$ – массовая доля элемента;

$Ar(x)$ – относительная атомная масса элемента x ;

n – число атомов элемента x в молекуле вещества;

M_r – относительная молекулярная масса вещества.

Массовые доли обычно выражают в процентах:

$$\omega\%(x) = \frac{Ar(x) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%$$

Например, рассчитаем массовые доли водорода и кислорода в молекуле воды:

$$\omega\% (H) = \frac{Ar(H) \cdot 2}{Mr(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100\% = 11,1\% ;$$

$$\omega\% (O) = \frac{Ar(O) \cdot 1}{Mr(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{16}{18} \cdot 100\% = 88,9\% .$$

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что такое относительная молекулярная масса?
2. Чему равна относительная молекулярная масса?
3. Что называется массовой долей элемента в данном веществе?
4. По какой формуле можно рассчитать массовую долю элемента?

Упражнение 2. Определите относительную молекулярную массу таких веществ:

- а) $MgSO_4$; б) H_3PO_4 ; в) $NaNO_3$; г) $Al_2(SO_4)_3$;
 д) $FeCl_3$; е) $KMnO_4$; ж) $HClO_3$; з) $C_6H_{12}O_6$.

Упражнение 3. Чему равны массовые доли (в %) элементов в таких веществах:

- а) MgO ; б) $NaOH$; в) NO ;
 г) C_6H_6 ; д) $Cu(NO_3)_2$; е) $C_6H_{12}O_6$.

Занятие 8. Моль.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

моль, -и	mole/mol	mol	مول
структурный, -ая, -ое, -ые	structure	structurable	تركيبى/هيكلى
изотоп, -ы	isotope	izotop	نظير
постоянная Авогадро	avogadro's constant	la constante d Avogadro	ثابت أفوجادرو
молярная масса	molar mass	masse molaire	الكتلة الجزيئية

Обратите внимание!

И.п.

В.п.

Что? показывает что?

Количество вещества показывает число структурных единиц.

Структурные единицы, которые образуют вещество =

Структурные единицы, образующие вещество

И.п.

Д.п.

Что? можно рассчитать по чему?

Абсолютные **массы** атомов можно рассчитать по формуле.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Количество вещества (n) — это физико-химическая величина. Она показывает число структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.), образующих это вещество. Единицей количества вещества является **моль**.

Моль – это количество вещества,
которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул, ионов).

$6,02 \cdot 10^{23}$ (шесть целых две сотых на десять в двадцать третьей степени)

Масса (m_a) одного атома углерода равна $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Число атомов в 12г ($0,012$ кг) углерода равно:

$$\frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Это число называется **постоянной Авогадро** и обозначается N_A .

$$N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Например:

1 моль воды H_2O содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ;

1 моль серной кислоты H_2SO_4 содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул серной кислоты;

1 моль кислорода O_2 содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода;

1 моль железа Fe содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул железа;

Количество атомов или молекул вещества, которое содержится в определенном числе молей можно определить по формуле:

$$N = n \cdot N_A,$$

где N – число атомов или молекул вещества;

n – число молей;

N_A – число Авогадро.

Например: в двух молях серы содержится $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 2 \text{ моль} = 12,04 \cdot 10^{23}$ атомов серы.

Масса одного моля вещества называется **молярной массой**. Она обозначается символом M и выражается в кг/моль или в г/моль.

Молярная масса равна отношению массы вещества (m) к его количеству (n).

$M = \frac{m}{n}$	$m = M \cdot n$	$n = \frac{m}{M}$
-------------------	-----------------	-------------------

где M – молярная масса вещества, г/моль (*грамм на моль*);

m – масса вещества, г (*грамм*);

n – количество вещества, моль.

Числовое значение молярной массы вещества в г/моль равно относительной молекулярной массе Mr , если вещество состоит из молекул, или относительной атомной массе Ar , если вещество состоит из атомов.

Например: вода H_2O

$Mr=18$; $M=18$ г/моль

хлор Cl_2

$Mr=71$; $M=71$ г/моль

натрий Na

$Mr=23$; $M=23$ г/моль

Таким образом, в 23г натрия содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов натрия, в 18г воды содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

Абсолютные массы атомов и молекул можно рассчитать по формуле:

$$m_m = \frac{M}{N_A},$$

где m – абсолютная масса молекулы;

M – молярная масса;

N_A – число Авогадро.

Например: абсолютная масса молекулы серной кислоты равна

$$m_m = \frac{M}{N_A} = \frac{98 \text{ г / моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}} = 1,63 \cdot 10^{-24} \text{ кг}.$$

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что такое моль?
2. Сколько структурных единиц содержит 1 моль любого вещества?
3. Чему равно число Авогадро?
4. Что называется молярной массой?
5. Чему равна молярная масса?

Упражнение 2. Определите абсолютную массу:

- а) молекулы O_2 ;
- б) молекулы $C_6H_{12}O_6$;
- в) атома Mg ;
- г) атома Al ;
- д) молекулы NH_3 .

Упражнение 3. В каком количестве вещества со держится:

- а) $1,8 \cdot 10^{23}$ атомов C ?
- б) $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 ?
- в) $120,4 \cdot 10^{23}$ атомов S ?
- г) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2SO_4 ?

Упражнение 4. Сколько молей составляют и сколько молекул (атомов) содержат:

- а) 128г SO_2 ;
- б) 49г H_2SO_4 ;
- в) 50г $CaCO_3$;
- г) 6,8г H_2S ;
- д) 280г Fe .

Занятие 9. Валентность. Составление формул по валентности.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

валентность, -и	valance	l equivalent	التكافؤ
способность, -и	ability	le pouvoir de faire	القدرة
важнейший, -ая, -ое, -ие	the most important	le plus important	الأهم
соотношение, -ия	correlation/ratio	la proportion	تناسب/ترابط
замещать	to subetitute	remplacer	حل محل
римская цифра	Roman numeral	chiffre romain	الرقم الروماني
одновалентный, -ая, -ое, -ые	univalent	monovalent	أحادي التكافؤ
двухвалентный, -ая, -ое, -ые	bivalent	bivalent	ثنائي التكافؤ
трёхвалентный, -ая, -ое, -ые	trivalent	trivalent	ثلاثي التكافؤ
переменный, -ая, -ое, -ые	variable	variable	متعدد
переменная валентность	variable valency	valence variable	متعدد التكافؤ
бинарный, -ая, -ое, -ые	binary	Binaire	ذو عنصر
графический, -ая, -ое, -ие	graphical	schematique	تخطيطي
черта	line	faire un plan	تخطيط
присоединить (присоединять)	join, associate	relier faire une liaison	يضم/يتحد

Обратите внимание!

И.п. Тв.п.

Что? определяется чем?

Валентность определяется числом связей, которые образует данный атом с другими атомами.

И.п. Тв.п.

Что? обозначают чем?

Валентность обозначают римскими цифрами над символами элементов.

И.п. Д.п.

Что? определить по чему?

Валентность элемента можно определить по формуле его соединения с кислородом.

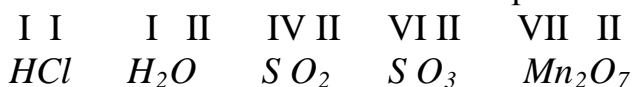
Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Валентность – это одна из важнейших характеристик элемента. Она определяет количественные соотношения атомов элементов в химических соединениях.

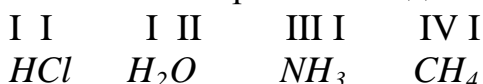
Валентность – это способность атомов одного элемента присоединять или замещать определённое количество атомов другого элемента.

Обозначают валентность римскими цифрами над символами элементов:



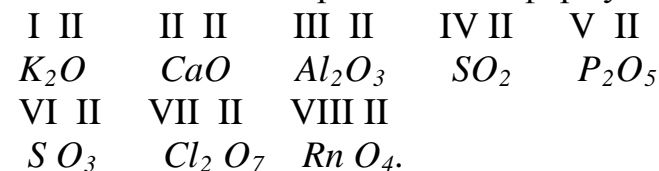
Валентность определяется числом связей, которые образует данный атом с другими атомами в молекуле.

Атом водорода всегда образует только одну связь, поэтому его валентность принята за единицу. Водород в соединениях всегда одновалентен.



Валентность элемента в водородном соединении равна числу атомов водорода, которые присоединяет атом данного элемента.

Кислород в соединениях всегда двухвалентен. Поэтому валентность элемента можно определить по формуле его соединения с кислородом:



Существуют элементы с постоянной и переменной валентностью. **Элемент с постоянной валентностью** – это элемент, который во всех соединениях имеет одинаковую валентность.

Например:

- I. Одновалентные элементы: H, Li, Na, K, Rb, Cs .
- II. Двухвалентные элементы: O, Ca, Mg, Ba, Sr, Zn .
- III. Трёхвалентные элементы: B, Al, Ga, In, Tl .

Все остальные элементы имеют **переменную валентность**.

Например: сера в разных соединениях имеет разную валентность.

I II

H_2S – сероводородная кислота

IV II

SO_2 – оксид серы (IV)

VI II

SO_3 – оксид серы (VI)

Соединения, которые состоят из атомов двух элементов, называются **бинарными соединениями** и могут быть выражены формулой

$A_m^x B_n^y$	где A и B – элементы; x и y – валентности этих элементов; m и n – количество атомов этих элементов в молекуле.
---------------	--

Для бинарных соединений существует правило валентности: произведение валентности x на число атомов m одного элемента A равно произведению валентности y на число атомов n другого элемента B :

$$x \cdot m = y \cdot n$$

Правило валентности позволяет:

- 1) определить валентность элементов по формуле их соединений;
- 2) составлять формулы бинарных соединений по валентности элементов.

Например: Определим валентность азота в оксиде азота (V): N_2O_5 .

Валентность азота равна x .

Валентность кислорода равна 2.

Тогда $x \cdot 2 = 2 \cdot 5$

$$2x = 10$$

$$x = 5.$$

Валентность азота в оксиде азота (V) N_2O_5 равна 5.

Зная валентность элементов и правило валентности можно составлять графические формулы веществ.

Графические формулы веществ – это формулы, которые показывают порядок соединения атомов в молекуле и валентность каждого элемента.

Валентность в графических формулах обозначают чертой.

Например:

водород H_2	H – H	фтороводородная кислота HF	H – F
вода H_2O	H – O – H		
сероводородная кислота H_2S	H – S – H	фосфин PH_3	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{P} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
метан CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	оксид алюминия Al_2O_3	$\text{O} = \text{Al} - \text{O} - \text{Al} = \text{O}$

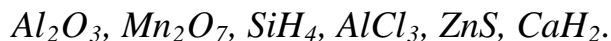
Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что определяет валентность?

2. Что называется валентностью?
3. Что принято за единицу валентности?
4. Что такое элемент с постоянной валентностью?
5. Какие вы знаете элементы с постоянной валентностью?
6. Что такое графические формулы вещества?

Упражнение 2. Определите валентность элементов в таких соединениях:



Упражнение 3. Напишите молекулярные и графические формулы соединений, которые состоят из:

- | | |
|-----------------------------|--------------------------------|
| а) хлора (VII) и кислорода; | г) фосфора (V) и серы (II); |
| б) серы (VI) и кислорода; | д) марганца (VII) и кислорода; |
| в) бария и кислорода; | е) углерода (IV) и водорода. |

Занятие 10. Химические эквиваленты. Закон эквивалентов.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

взаимодействовать(с чем?)	to interact	faire une liaison	يتفاعل
соединяться	combine	relier	يتحد
определённый,-ая, -ое, -ые	certain, definite	presisement	مؤكد
эквивалент, -ы	equivalent	equivalent	معادل
замещать	to substitute	remplacer	يستبدل
значение, -ие	meaning	sens	معنى
реagirовать (с чем?)	to react	reagir faire une reaction	يتفاعل
пропорциональный,-ая, -ое, -ые	proportional	proportionelle	متناسب
взаимосвязь	correlation	correlation	علاقة متبادلة

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что? соединяется с чем?

Элементы соединяются друг с другом в определённых соотношениях масс.

И.п. Т.п.

Что? реагирует с чем?

1 массовая часть водорода реагирует с 40 массовыми частями оксида меди (II).

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Различные элементы соединяются друг с другом в определённых отношениях масс.

Масса элемента, которая соединяется с одной массовой частью водорода или с восемью (8) массовыми частями кислорода, или замещает эти массы водорода или кислорода в соединениях, называется химическим эквивалентом элемента (Э).

Например: в воде H_2O с одной массовой частью водорода соединяются восемь массовых частей кислорода:



$$m_{H_2} : m_O$$

$$2 : 16$$

$$1 : 8$$

Значит, химический эквивалент кислорода в воде равен восьми ($\mathcal{E}_O=8$).

В хлороводороде HCl с 1 массовой частью водорода соединяется 35,5 массовых частей хлора: HCl

$$\begin{array}{l} m_H : m_{Cl} \\ 1 : 35,5 \end{array}$$

Значит, эквивалент хлора в хлороводороде равен 35,5 ($\mathcal{E}_{Cl}=35,5$).

Химический эквивалент водорода равен единице ($\mathcal{E}_H=1$).

Эквивалент элемента может иметь разные значения, если этот элемент образует с другими элементами несколько соединений.

Например: сера и кислород образуют два соединения: SO_2 и SO_3 .

Формула веществ:	SO_2	SO_3
Отношение масс элементов:	$32 : 32$	$32 : 48$
	$8 : 8$	$5,3 : 8$
Эквивалент серы:	8	5,3

Между относительной атомной массой, валентностью и эквивалентом данного элемента существует такая взаимосвязь:

$$\mathcal{E} = \frac{Ar}{\text{валентность}}$$

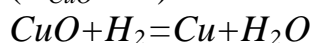
Например, определим эквивалент серы в SO_2 и в SO_3 по этой формуле:

IV SO_2 $\mathcal{E}_S = \frac{32}{4} = 8$	VI SO_3 $\mathcal{E}_S = \frac{32}{6} = 5,3$
--	--

Эквивалентом сложного вещества называется его массовая часть, которая взаимодействует с одним эквивалентом любого другого вещества.

Например: в реакции $CuO + H_2 = Cu + H_2O$ с массовой частью водорода реагирует 40 массовых частей оксида меди II (CuO), поэтому эквивалент оксида меди (II) равен 40.

($\mathcal{E}_{CuO}=40$)



$$\begin{array}{cc} 80 & 2 \\ 40 & 1 \end{array}$$

Кроме моля, есть другая химическая единица количества вещества – грамм – эквивалент (ГЭ).

Грамм-эквивалент элемента (вещества) – это количество элемента (вещества), которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Масса 1 грамм-эквивалента (вещества) называется его грамм-эквивалентной массой.

Числовое значение грамм-эквивалентной массы элемента (вещества) равно его эквиваленту. Грамм-эквивалентная масса выражается в граммах на моль (г/моль).

Например: $ГЭ_H = 1 \text{ г/моль}$;

$$ГЭ_{CuO} = 40 \text{ г/моль}$$

В конце XVIII века немецкий учёный Рихтер открыл **закон эквивалентов**, который формулируется так: массы веществ, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, пропорциональны их эквивалентам.

Математически закон эквивалентов записывают так: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$,

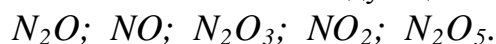
где m_1 и m_2 – массы веществ;
 \mathcal{E}_1 и \mathcal{E}_2 – эквиваленты этих веществ.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что называется эквивалентом элемента?
2. Что называется эквивалентом сложного вещества?
3. Что называется грамм-эквивалентом элемента?
4. Чему равно числовое значение грамм-эквивалента вещества?
5. Сформулируйте закон эквивалентов.

Упражнение 2. Определите эквивалент азота в следующих соединениях.



Упражнение 3. Рассчитайте эквивалент и валентность железа, если 22,4 железа соединяются с 9,6г кислорода.

Занятие 11. Закон сохранения массы вещества.

Химические уравнения.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

сохранение	preservation	conseervation	حفاظ/حماية
независимо	independently	ne depend pas	غير معتمد
формулировать/сформулировать	formulate	formuler	صاغ
исходный, -ая, -ое, -ые	initial	initiale	ابتدائي
продукты реакции	reaction products	le resultat de la reaction	ناتج التفاعل
протекание	flow	fuite	التدفق
перегруппировка, -и	regrouping	changer d endroi	تغير المكان
схема, -ы	scheme	plan	رسم تخطيطي

Обратите внимание!

Р.п.

Открыть **независимо от кого?**

В 1789 г. французский учёный А. Лавуазье открыл закон сохранения массы веществ **независимо от М.В.Ломоносова.**

Р.п.

При протекании **чего?**

При протекании химической **реакции.**

И.п. Тв.п.

Что? выражается чем?

Химическая **реакция** выражается химическим уравнением.

Р.п.

Выразить **при помощи чего?**

Выразить **при помощи** химических **формул**.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Закон сохранения массы веществ открыл русский учёный М.В.Ломоносов в 1748 г. и независимо от него французский учёный А.Лавуазье в 1789 г.

В настоящее время закон сохранения массы веществ формулируется так:

**масса исходных веществ равна
массе продуктов реакции**

Например: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

$m_1 \quad m_2 \quad m_3 \quad m_4$

где m_1 и m_2 – массы исходных веществ (массы веществ, которые вступают в химическую реакцию);

m_3 и m_4 – массы продуктов реакции (массы веществ, которые образуются в результате реакции).

$$m_1 + m_2 = m_3 + m_4$$

При протекании химической реакции происходит только перегруппировка атомов, а число атомов и масса каждого атома остаются постоянными.

Любая химическая реакция выражается химическим уравнением.

Химическое уравнение – это выражение химической реакции при помощи химических формул.

Химическое уравнение составляют на основе закона сохранения массы веществ. Это значит, что число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. Для этого перед формулами веществ ставят коэффициенты.

Коэффициенты перед формулами веществ в химическом уравнении показывают число молекул или молей каждого вещества, которое участвует в реакции.

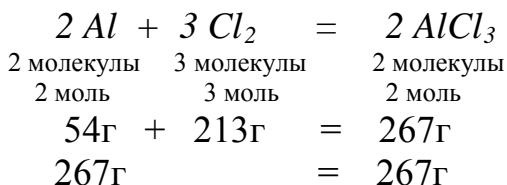
Например:

Левая часть уравнения

Правая часть уравнения

Исходные вещества

Конечные продукты реакции



По химическим уравнениям производят количественные расчёты.

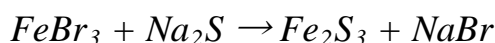
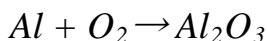
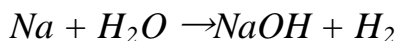
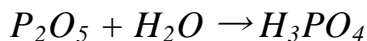
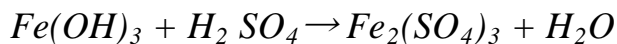
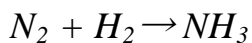
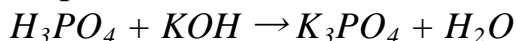
Задание 2. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Кто, когда открыл закон сохранения массы веществ?
2. Как формулируется закон сохранения массы веществ?

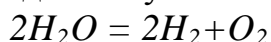
3. Что такое химическое уравнение?
4. Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в химических уравнениях?

Упражнение 2. Составьте уравнения реакций по данным схемам.

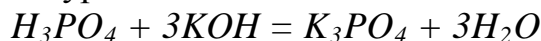


Упражнение 3. Решите задачи.

1. Сколько граммов воды нужно для получения 4г кислорода по реакции:



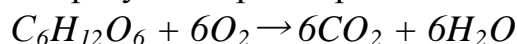
2. Сколько граммов фосфорной кислоты H_3PO_4 вступает в реакцию с 42г гидроксида калия KOH по уравнению:



3. Сколько граммов кислорода необходимо для получения 40г оксида меди (II) по уравнению:



4. Сколько граммов воды образуется при сгорании 1г глюкозы по уравнению:



Занятие 12. Закон Авогадро. Молярный объём газов.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

равный, -ая, -ое, -ые	equal	eguale	متساوي
различный, -ая, -ое, -ые	different	different	مختلف
следствие, -ия	consequence	resultat	نتيجة/تابعة
условие, -ия	condition	condition	شرط
давление, -ия	pressure	pression	ضغط
при нормальных условиях	at STR	condition normale	في ظل الظروف العادية
смесь, -и	mixture	melange	خلط
760мм ртутного столба	760mm of mercury column	760mm de mercure	عمود زئبق طوله 760 مم

Обратите внимание!

И.п. В.п.

Что? занимает что?

Одинаковое **число** молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.

И.п. Д.п.

Что? подчиняется чему?

Газы подчиняются закону Авогадро.

Газы при низких температурах или высоких давлениях, жидкости и твёрдые вещества не подчиняются закону Авогадро.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

В 1811 году итальянский учёный А.Авогадро сформулировал закон:
В равных объёмах (V) различных газов при одинаковых условиях (температуре T и давлении p) содержится одинаковое число молекул (N).

Первое следствие из закона Авогадро:

- одинаковое число молекул различных газов при одинаковых физических условиях занимает одинаковый объём.

Если число молекул равно числу Авогадро – $6,02 \cdot 10^{23}$ (1 моль газа), то при нормальных условиях они занимают объём 22,4л.

Нормальные условия (н.у.):

$$t=0^{\circ}\text{C} \text{ или } T=273\text{K}$$

$$p=760\text{мм ртутного столба}$$

$$(1 \text{ атмосфера} = 1\text{атм}) \text{ или } 1,01 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

Характеристика	Единицы измерения, применяемые в химии
объём, V	литр, миллилитр, кубический метр (л, мл, м ³)
давление, p	атмосфера (1 атм.)
температура, t	градусы Цельсия ($^{\circ}\text{C}$) и Кельвин (К) $T(\text{К}) = 273 + t(^{\circ}\text{C})$

Объём одного моля газа называется молярным объёмом (V_m) (вэ-эм).

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

Объём любого газа можно вычислить по формуле:

$$V = V_m \cdot n$$

где V – объём газа;

V_m – молярный объём;

n – количество молей газа.

Молярный объём любого газа при н.у. равен 22,4л.

Второе следствие из закона Авогадро:

плотность любого газа можно рассчитать по формуле:

$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{m}{V}$	ρ (ρ_0) – плотность газа.
--------------------------------------	---------------------------------------

Газы при низких температурах или высоких давлениях, а также жидкие и твёрдые вещества не подчиняются закону Авогадро.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Сформулируйте закон Авогадро.
2. Сформулируйте первое следствие из закона Авогадро.
3. Что такое "нормальные условия"?
4. Что называется молярным объёмом?
5. Сформулируйте второе следствие из закона Авогадро.

Упражнение 2. Какой объём занимают такие количества газов:

- а) 5,0 моль; б) 0,1 моль; в) 0,2 моль;

г) 8,0 моль; д) 0,003 моль; е) 13,0 моль?

Упражнение 3. Какой объём при н.у. занимают:

- а) 11г углекислого газа; в) 71г хлора;
б) 16г кислорода; г) 18г водорода?

Занятие 13. Относительная плотность газов.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

относительный, -ая, -ое, -ые	relative	lier	قريب/نسبي
отношение, -ия	relations hip correspondence	relation	موقف/علاقة
относительная плотность газов	relative gas density	pressiondugazdependante	الكثافة النسبية للغاز

Обратите внимание!

Р.п. Д.п.

Отношение **чего?** к **чему?**

Отношение **плотности** одного газа к плотности другого газа.

И.п.

Д.п.

Что? определяют по отношению к чему?

Плотности газов часто определяют по отношению к водороду.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Отношение плотности одного газа ρ_1 к плотности другого газа ρ_2 называется **относительной плотностью** газа (1) по газу (2).

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2},$$

где D – относительная плотность газов;

ρ_1 – плотность одного газа;

ρ_2 – плотность другого газа.

Плотность любого газа равна:

$$\rho = \frac{M}{V_m}$$

где ρ – плотность газа;

M – молярная масса газа;

V_m – молярный объём газа.

Отсюда
$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1 \cdot V_m}{V_m \cdot M_2} = \frac{M_1}{M_2},$$
 где $D = \frac{M_1}{M_2}$

M_1 – молярная масса одного газа;

M_2 – молярная масса другого газа;

D – относительная плотность одного газа по другому газу

Относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных масс.

Часто плотности различных газов определяют по отношению к водороду (самому легкому из всех газов) или по отношению к воздуху.

Относительная плотность любого газа по водороду равна:

$$D_{H_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_1}{2} \rightarrow M = D_{H_2} \cdot 2$$

Воздух – это смесь газов. Средняя молярная масса воздуха равна 29.

Поэтому относительная плотность любого газа по воздуху равна:

$$D_{\text{возд.}} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_1}{29} \rightarrow M = D_{\text{возд.}} \cdot 29$$

На основании закона Авогадро и следствий из него можно определять объём, массу, плотность, относительную плотность, молярную и относительную молекулярную массу различных газов.

Например: Рассчитайте относительную плотность хлороводорода по азоту, по водороду и по воздуху.

Дано: HCl	$D = \frac{M_1}{M_2}$ $D_{N_2} = \frac{M(HCl)}{28}$
$D_{N_2} (HCl) - ?$	$D_{N_2} = \frac{36,5}{28} = 1,30$
$D_{H_2} (HCl) - ?$	$D_{H_2} = \frac{M(HCl)}{2}$
$D_{\text{возд.}}(HCl) - ?$	$D_{H_2} = \frac{36,5}{2} = 18,25$
	$D_{\text{возд.}} = \frac{M(HCl)}{29}$
	$D_{\text{возд.}} = \frac{36,5}{29} = 1,26$

Ответ: $D_{N_2}(HCl) = 1,30$; $D_{H_2}(HCl) = 18,25$;
 $D_{\text{возд.}}(HCl) = 1,26$.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы:

1. Что называется относительной плотностью газов?
2. Чему равна относительная плотность газов?
3. Что показывает относительная плотность газов?
4. Чему равна относительная плотность газов:
 - а) по водороду;
 - б) по воздуху.

Упражнение 2. Определите массу 32 л газа, если его плотность по водороду равна 16 (н.у.)

Упражнение 3. Рассчитайте плотность по водороду и по воздуху кислорода O_2 и озона O_3 .

Упражнение 4. Рассчитайте относительную плотность:

- а) метана CH_4 по водороду H_2 ;
- б) фтора F_2 по воздуху;
- в) хлора Cl_2 по аммиаку NH_3 ?

Упражнение 5. Найдите молярную массу газа если его плотность по воздуху равна 2,75 (н.у.).

Занятие 14. Расчёты по химическим формулам и по химическим уравнениям.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

сгорание	burning/combustion	brullement	احتراق
простой, -ая, -ое, -ые	simple	simple	بسيط
простейшая формула	the simplest formula	formule simple	الصيغة البسيطة
какова = какая	which?	quell	أي
возможно	it is possible	possibilite	امكانية
совпадать	coincide	convenir	تزامن
совпадение, -ия	coincidence	coïncidence	صدفة
данный, -ая, -ое, -ые	data/giver value	donné	معطي
дано	it is given	les donnés	معطى
избыток	excess	un plus	فائض/زيادة
недостаток	deficiency/limitation	un moin	نقصي/معيوب

Обратите внимание!

Нужно помнить:

1. Химическая формула обозначает не только одну молекулу вещества, но и 1 моль этого вещества.
2. Массы веществ можно выражать в граммах, килограммах, тоннах и т.д. Пропорциональность масс вещества, которые вступают в реакцию не зависит от выбора единицы массы.
3. В уравнении реакции коэффициенты перед формулами газообразных веществ показывают не только отношение молей газов, но и отношение их объёмов.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь примеры решения следующих задач:

Пример №1. Найти простейшую формулу соединения, которое содержит 42,1% натрия, 18,9% фосфора, 39% кислорода.

Дано:

$Na=42,1\%$

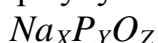
$P=18,9\%$

$O=39\%$

$Na_xP_yO_z - ?$

Решение:

Выразим формулу вещества как



Найдём соотношение между числами

$$x : y : z = \frac{42,1}{23} : \frac{18,9}{31} : \frac{39}{16}$$

$$x : y : z = 1,83 : 0,61 : 2,44$$

$$x : y : z = \frac{1,83}{0,61} : \frac{0,61}{0,61} : \frac{2,44}{0,61} = 3 : 1 : 4$$

Следовательно, простейшая формула вещества Na_3PO_4 .

Пример №2. При полном сгорании 13,8г вещества образовался оксид углерода (IV) массой 26,4г и вода массой 16,2г. Плотность пара этого вещества по водороду равна 23. Найти молекулярную формулу вещества.

Дано:
 $m(\text{CO}_2) = 26,4\text{г}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 16,2\text{г}$
 входят
 $m(\text{в-ва}) = 13,8\text{г}$
 $D_{\text{H}_2}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 23$
 $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z - ?$

Решение:

Зная конечные продукты реакции горения данного вещества (CO_2 и H_2O), можно определить, что в состав вещества

водород, углерод, и, возможно кислород.

Выразим формулу вещества как $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

Определим массу углерода в оксиде углерода (IV):

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; m(\text{CO}_2) = 26,4\text{г}$$

Составим пропорцию:

В $44\text{г CO}_2 - 12\text{г C}$

$26,4\text{г CO}_2 - x\text{гC}$

$$x = \frac{26,4\text{г} \cdot 12\text{г}}{44\text{г}} = 7,2\text{г}$$

Определим массу водорода в воде:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{г/моль}, M(\text{H}_2) = 2\text{г/моль}$$

Составим пропорцию:

в $18\text{г H}_2\text{O} - 2\text{г H}_2$

$16,2\text{г H}_2\text{O} - x\text{гH}_2$

$$x = \frac{16,2\text{г} \cdot 2\text{г}}{18\text{г}} = 1,8\text{г}$$

Находим сумму масс углерода и водорода $7,2\text{г} + 1,8\text{г} = 9,0\text{г}$.

Значит вещество содержит и кислород в количестве $13,8 - 9,0 = 4,8\text{г}$.

Формула соединения $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

Найдём соотношение между числами атомов в молекуле вещества:

$$x : y : z = \frac{7,2}{12} : \frac{1,8}{1} : \frac{4,8}{16}$$

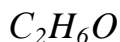
$$x : y : z = 0,6 : 1,8 : 0,3$$

Наименьшее число 0,3, поэтому

$$x : y : z = \frac{0,6}{0,3} : \frac{1,8}{0,3} : \frac{0,3}{0,3}$$

$$x : y : z = 2 : 6 : 1$$

Значит, простейшая формула соединения



Определяем молекулярную формулу вещества $M_r(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46$.

$$D_{\text{H}_2}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 23 \text{ (по условию задачи)}$$

$$M_r = 23 \cdot 2 = 46$$

Простейшая и молекулярная формулы совпадают. Поэтому вещество имеет формулу $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Пример №3. Какой объём оксида углерода (IV) CO_2 нужно пропустить через гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ для получения карбоната кальция $CaCO_3$ массой 250г?

Дано:

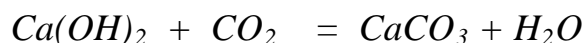
$$m(CaCO_3)=250г$$

$$V(CO_2) - ?$$

Решение:

Уравнение реакции оксида углерода (IV) CO_2 с гидроксидом кальция $Ca(OH)_2$:

хл 250г



1 моль 1 моль

22,4л 100г

Составляем пропорцию:

$$\frac{x}{22,4} = \frac{250}{100} = \frac{22,4 \cdot 250}{100} = 56л$$

Ответ: 56л оксида углерода (IV).

Пример №4. К азотной кислоте HNO_3 массой 140г прибавили медные стружки массой 32г. Найти массу нитрата меди $Cu(NO_3)_2$, который при этом образуется.

Дано:

$$m(HNO_3)=140г$$

$$m(Cu)=32г$$

$$(Cu(NO_3)_2) - ?$$

Решение:

1) Составляем уравнение реакции:



1моль 4моль 1моль

Молярная масса нитрата меди(II)

$$M(Cu)=64г/моль$$

Молярная масса нитрата меди (II)

$$M(Cu(NO_3)_2)=188г/моль$$

Молярная масса азотной кислоты

$$M(HNO_3)=63г/моль$$

2) Сколько молей содержат 32г меди?

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{32г}{64г/моль} = 0,5моль$$

3) Сколько молей содержат 140г азотной кислоты HNO_3 ?

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{140г}{63г/моль} = 2,2моль$$

4) По уравнению реакции 1 моль меди взаимодействует с 4моль азотной кислоты, а для реакции с 0,5 моль меди нужно x моль азотной кислоты.

1моль Cu - 4моль HNO_3

0,5моль Cu - xмоль HNO_3

$$x = \frac{0,5 \cdot 4}{1} = 2моль$$

Значит для реакции с 0,5моль меди нужно 2моль азотной кислоты.

Значит, 2,2-2=0,2моль азотной кислоты находится в избытке.

Решаем задачу по веществу, которое находится в недостатке т.е. по меди.

Из 1моль меди по уравнению реакции получают 1моль нитрата меди ($Cu(NO_3)_2$), а из 0,5моль нитрата меди, что составляет

$$n = \frac{m}{M}; m = n \cdot M$$

$$m = 0,5 \cdot 188 \text{ г/моль} = 94 \text{ г нитрата меди.}$$

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Соединение состоит из 30,43% азота и 69,57% кислорода. Плотность паров этого вещества по водороду равна 46. Найти его молекулярную массу и формулу.

Упражнение 2. В результате сгорания 1,5г газа образовалось 4,4г оксида углерода (IV) и 2,7г воды. Плотность этого газа по водороду 15. Найти молекулярную формулу газа.

Упражнение 3. Определите молекулярную формулу вещества, которое состоит из 30,4% азота и 69,6% кислорода, если 23г этого газа занимает объём 5,6л (н.у.)?

Упражнение 4. Сколько литров углекислого газа образуется при сгорании 10л метана CH_4 в 30л кислорода (н.у.)?

Упражнение 5. Какой объём оксида серы (IV) образуется из 0,64г серы (н.у.)?

Упражнение 6. Для синтеза соляной кислоты взяли 710г хлора и 22г водорода. Вычислить:

а) какое вещество находится в избытке?

б) процент избытка вещества;

в) количество хлороводорода, который получили в этой реакции.

Упражнение 7. К раствору, который содержит 27г хлорида меди (II) прибавили 14г железных опилок. Сколько граммов меди выделится из раствора?

Занятие 15. Повторение

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

агрегатное состояние вещества	state of aggregation	l etat de la matiere	حالات المادة
аллотропия	allotropy	l origine	الأصل/تعدد الأشكال
формулировать/сформулировать	to formulate	formuler	صاغ
переменная валентность	variable valency	equivalence variable	متعدد التكافؤ
графическая формула	graphic formula	formulegraphique	صيغة تخطيطية
массовая доля	mass part	fraction de masse	جزء كتلي
аммиак	ammonia	l'ammoniac	أمونيا
сгорание	combustion	brullement	احتراق
простейший, -ая, -ое, -ие	simplest	le plus simple	بسيط
относительный, -ая, -ое, -ые	relative	dependant	نسبي
избыток	excess/excessive	un moin	فائض
недостаток	deficiency	un plus	نقصي

Задание 2. Ответьте на вопросы.

Что изучает химия?

1. Что такое физические свойства вещества?
2. Что такое химические свойства вещества?
3. Какие характерные признаки химических реакций Вы знаете?
4. Назовите основные положения атомно-молекулярной теории.
5. Что такое молекула?
6. Что такое атом?
7. Что такое химический элемент?
8. Что называется аллотропией?
9. Что называется относительной атомной массой?

10. Что такое атомная единица массы и чему она равна?
11. Что называется относительной молекулярной массой?
12. Кто и когда сформулировал закон постоянства состава вещества?
13. Сформулируйте закон постоянства состава вещества.
14. Что называется молем?
15. Чему равно число Авогадро?
16. Что называется валентностью?
17. Назовите элементы с постоянной и переменной валентностью.
18. Что такое графические формулы?
19. Кто и когда сформулировал закон сохранения массы веществ?
20. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
21. Что называется химическим уравнением?
22. Сформулируйте закон Авогадро.
23. Как формулируется первое следствие из закона Авогадро?
24. Что называется относительной плотностью газов?

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Вычислите массовые доли элементов в оксиде фосфора (V).

Упражнение 2. Сколько молей вещества соответствует хлороводороду (HCl) массой 73г?

Упражнение 3. При нормальных условиях 500мл газа имеют массу 1,806г. Найти его плотность по воздуху и молекулярную массу.

Упражнение 4. Какой объём занимает 0,2моль кислорода при нормальных условиях?

Упражнение 5. Какой объём при н.у. занимает 22г углекислого газа (CO_2)?

Упражнение 6. Определите молярную массу газа, если его плотность по аммиаку равна 2,59.

Упражнение 7. Сколько литров водорода выделится при взаимодействии 10,8г алюминия с соляной кислотой? $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$

Упражнение 8. При сгорании вещества массой 2,3г образовался оксид углерода (IV) массой 4,4г и вода массой 2,7г. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху 1,59. Найти молекулярную формулу вещества.

Упражнение 9. Соединение состоит из 30,43% азота и 69,5% кислорода. Плотность этого вещества по водороду равна 46. Найти молекулярную массу и формулу этого вещества.

Упражнение 10. Найти массу оксида кальция, которая нужна для получения гидроксида кальция массой 37г.

Упражнение 11. Сколько граммов нитрата цинка образуется при взаимодействии 162г оксида цинка с 100 г азотной кислоты?

Упражнение 12. Сколько граммов хлорида натрия образуется при взаимодействии 20г гидроксида натрия с 10г соляной кислоты?

Занятие 16. Контрольная работа №1.

Выполните контрольную работу №1 из сборника контрольных работ.

Занятие 17. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

периодический, -ая, -ое, -ие	periodic	périodique	دوري
располагать/расположить	arrange/disposition	organiser / organiser	رتب، صف
увеличиваться	increase	pour augmenter	يكبر
уменьшаться	diminish/decrease	diminuer	يصغر
зависимость	dependence	la dépendance	علاقة ارتباط
периодическая зависимость	periodic dependance	dépendance périodique	ارتباط دوري
определённый, -ая, -ое, -ые	definite	certain	معين، محدد
порядковый номер	ordinal number	numéro de série	رقم تسلسلي
горизонтальный, -ая, -ое, -ые	horizontal	horizontal	أفقي
щелочной, -ая, -ое, -ые	alkaline	alcalin	قلوي
металл, -лы	metal	métal	فلز
незавершённый, -ая, -ое, -ые	unfinished	nachevé	غير مكتمل
чётный, -ая, -ое, -ые	even	honnête	زوجي
нечётный, -ая, -ое, -ые	odd	bizarrerie	فردي
ослабляться	make weak	affaiblir	خفف، أضعف
усиливаться	increase	intensifier	يقوى
вертикальный, -ая, -ое, -ые	vertical	vertical	عمودي
инертный, -ая, -ое, -ые	inert/passive	inerte	خامل
исключение, -ия	exception	une exception	شاذ

Обратите внимание!

И.п.

Что изменяется как?

Свойства всех химических элементов при увеличении атомной массы изменяются периодически.

И.п.

Что располагается где?

Лантаноиды и актиноиды располагаются в нижней части периодической системы.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Периодический закон является основой современной химии. Этот закон открыл в 1869 году великий русский учёный Д.И. Менделеев (1834-1907).

До времени открытия периодического закона были известны 63 химических элемента. Д.И. Менделеев полагал, что должен существовать закон, который объединяет все химические элементы. Менделеев считал, что главной характеристикой элемента является его атомная масса. Поэтому он расположил все известные элементы в один ряд в порядке увеличения их атомной массы. Оказалось, что в ряду от лития *Li* до фосфора *P* с возрастанием атомных масс наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Литий *Li* – щелочной металл с ярко выраженными металлическими свойствами. У бериллия *Be* металлические свойства сильно ослаблены, его соединения амфотерны. У элемента бора *B* преобладают неметаллические свойства, которые затем постепенно усиливаются у

последующих элементов, достигая наивысшей степени у фтора *F*. После него следует инертный элемент неон *Ne*.

С возрастанием относительных атомных масс от лития *Li* до углерода *C* валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 1 до 4. Начиная с углерода *C* элементы в этом ряду образуют также летучие соединения с водородом. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у углерода *C* до 1 у фтора *F*.

Начиная с элемента натрия *Na* (порядковый номер 11) наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда. Натрий *Na* как и литий *Li* – элемент с сильно выраженными металлическими свойствами. Предпоследний в этом ряду элемент хлор *Cl* (подобно фтору *F*) обладает сильно выраженными неметаллическими свойствами. Этот ряд, как и предыдущий, заканчивается инертным элементом аргоном *Ar*. Аналогично предыдущему ряду валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 у элемента натрия *Na* до 7 у элемента хлора *Cl*. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у кремния *Si* до 1 у хлора *Cl*.

Начиная с калия *K* (порядковый номер 19) вновь наблюдается постепенное изменение свойств от типичного щелочного металла до типичного неметалла галогена. Только в этом ряду находится не восемь, а восемнадцать элементов.

Такой характер изменения свойств элементов и их соединений, какой наблюдается в ряду химических элементов, расположенных по увеличению их атомной массы, называется периодическим изменением. Свойства всех химических элементов при увеличении атомной массы изменяются периодически одинаково.

Это периодическое изменение называется периодической зависимостью свойств элементов и их соединений от величины атомной массы.

Поэтому Д.И. Менделеев сформулировал открытый им закон так:

<p>Свойства элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элементов</p>

Периодическая система имеет семь периодов.

Периодами называются горизонтальные ряды элементов, которые начинаются одновалентным металлом и заканчиваются инертным газом. В пределах периодов свойства элементов изменяются последовательно (например, ряд из восьми элементов от лития *Li* до неона *Ne* или от натрия *Na* до аргона *Ar*).

В I-м периоде всего два элемента: водород *H* и гелий *He*.

Во II-м и в III-м периодах содержатся по восемь элементов. Это **малые периоды**. Затем следуют **большие периоды**. Например, в IV-м и V-м периодах – по 18 элементов, в VI-м – 32 элемента, а VII период незавершённый.

Как малые, так и большие периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются инертными элементами. Во всех периодах с увеличением атомных масс (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Однако, в малых периодах переход от

щелочного металла к инертному элементу происходит через восемь, а в больших – через 18 и 32 элемента. Поэтому в больших периодах металлические свойства ослабляются с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых периодах. Кроме того, в малых периодах слева направо валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 до 7 (например, от натрия *Na* до хлора *Cl*). В больших периодах в начале валентность в соединениях с кислородом, как правило, возрастает от 1 до 8 (например, в V периоде от рубидия *Rb* до рутения *Ru*). Затем происходит резкий скачок, и валентность в соединениях с кислородом уменьшается до 1 (серебро *Ag*), потом снова возрастает до 7 и период заканчивается инертным газом.

В том месте, где происходит скачок в изменении валентности элементов период разделили на два ряда: верхний называют **чётным**, нижний – **нечётным**.

В каждом периоде слева направо металлические свойства элементов ослабляются, а неметаллические свойства усиливаются.

В чётных рядах больших периодов находятся только металлы.

Сначала Д.И. Менделеев расположил элементы по периодам (горизонтальным рядам): элементы одного периода, внизу под ними элементы другого периода. При записи элементов больших периодов, Д.И. Менделеев поделил периоды на два ряда. Элементы первого чётного ряда записывались внизу под элементами малого периода, но не напротив них, а были смещены влево.

Элементы нечётного ряда большого периода записывались внизу под элементами чётного ряда, но были смещены вправо. Такая запись элементов по периодам привела к образованию вертикальных рядов, которые называются группами, и образованию в группах двух подгрупп.

Система содержит восемь групп.

Группа – это вертикальный ряд элементов, которые имеют одинаковую высшую степень окисления в оксидах и других соединениях, обладают подобными свойствами. Валентность элемента равна номеру группы.

Исключения:

№ группы	Элемент	Высшая валентность
I	<i>Cu</i>	II
	<i>Ag</i>	III
	<i>Au</i>	III
VI	<i>O</i>	II
VII	<i>H</i>	I
	<i>F</i>	I

В восьмой группе только рутений *Ru* и осмий *Os* имеют высшую степень окисления восемь (VIII).

Каждая группа состоит из двух подгрупп – главной (A) и побочной (B).

Подгруппа – это вертикальный столбец элементов, которые имеют сходные химические свойства и одинаковую электронную конфигурацию внешнего электронного слоя.

Главная подгруппа содержит элементы больших и малых периодов, свойства которых подобны и начинается элементом малого периода.

Например:

а) элементы главной подгруппы I-й группы: *Li, Na, K, Rb, Cs, Fr* – щелочные металлы;

б) элементы главной подгруппы VII-й группы: *F, Cl, Br, I, At* – галогены.

В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают.

В побочных подгруппах эта закономерность не всегда соблюдается.

Побочная подгруппа содержит элементы только больших периодов. **Все элементы побочных подгрупп – металлы.**

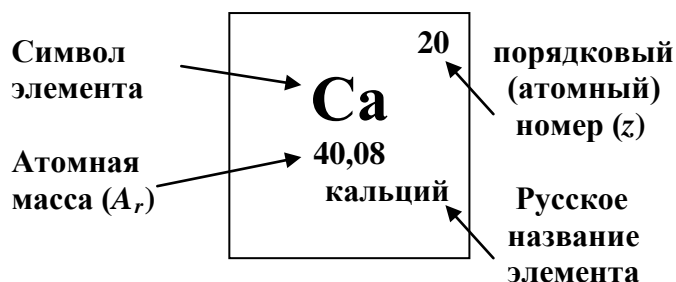
Например:

а) элементы побочной подгруппы I-й группы: *Cu, Ag, Au*;

б) элементы побочной подгруппы VII-й группы: *Mn, Tc, Re*.

Периодическая система – это графическое выражение периодического закона. Современная периодическая система содержит 110 химических элементов. Каждый элемент занимает определённое место (клетку) в периодической системе и имеет свой порядковый (атомный) номер.

Например:



Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Кто и когда открыл периодическую систему элементов?
2. Как изменяются свойства элементов при увеличении атомных масс?
3. В каком порядке расположил Д.И. Менделеев все известные элементы?
4. Какую структуру имеет периодическая система?
5. Что такое период? Какие бывают периоды?
6. Как изменяются свойства элементов в периоде?
7. Что называется группой? Из каких подгрупп состоит каждая группа периодической системы?
8. Как изменяются свойства элементов в подгруппах?
9. Как определяется валентность элементов по периодической системе элементов Д.И.Менделеева?

Упражнение 2. Напишите символ, название и порядковый номер химического элемента, который находится:

- а) во втором периоде, в четвёртой группе, в главной подгруппе;
- б) в четвёртом периоде, в шестой группе, в побочной подгруппе;
- в) в шестом периоде, в седьмой группе, в главной подгруппе.

Упражнение 3. В каком периоде, в какой группе и в какой подгруппе находятся элементы с порядковыми номерами 7, 23, 52, 49, 79?

Упражнение 4. Какой элемент имеет более сильные металлические свойства: *Ca* или *Ba*? Почему?

Упражнение 5. Какой элемент главной подгруппы пятой группы является самым активным неметаллом? Почему?

Упражнение 6. Какой элемент пятого периода является самым активным металлом? Почему?

Занятие 18. Строение атома. Изотопы.

Задание 1. Слушайте, повторяйте, читайте слова и словосочетания.

атом, -ы	atom	atome	ذرة
система, -ы	system	système	نظام
определённый, -ая, -ое, -ые	definite	définitif	محدد، معين
частица, -ы	particle	particule	جسم دقيق
модель, -и	model	modèle	نموذج
планета, -ы	planet	la planète	كوكب
создавать/создать	create	créer / créer	أنشأ، خلق
положение, -ия	position/situation	position	وضع
основные положения	fundamental situation	les principales dispositions	اوضاع أساسية
шар	ball	la balle	كرة
форма шара	ball shape (cerculer)	forme de la balle	شكل كروي
ядро	the nucleus	le noyau	نواة
ядро атома	atomic nucleus	noyau atomique	نواة الذرة
диаметр, -ы	diametre	diamètre	قطر
определять/определить	determine	définir / définir	عين، حدد، وجد
планетарная модель атома	planetary model of the atom	modèle d'atome planétaire	نودج فلكي للذرة
положительный, -ая, -ое, -ые	positive	positif	موجب (إيجابي)
заряд, -ы	charge	charge	شحنة
электронейтральный	electrically neutral	électroneutral	محايد كهربائياً
электронейтральная частица	electrically neutral particle	particule électron-neutre	جسيم محايد كهربائياً
электрон, -ы	electron	électron	الكترون
протон, -ы	proton	proton	بروتون
нейтрон, -ы	neutron	neutron	نيوترون
нуклон, -ы	nucleon	nucléon	نوويات: نيوترونات وبروتونات
заряженная частица	charged particle	particule chargée	جسيم (دقيقة) مشحونة
изотоп, -ы	isotope	isotope	نظير
протий	protius	il fait froid	بروتيوم: نظير الهيدروجين
дейтерий	deuterium	e deutérium	الهيدروجين الثقيل
тритий	tritium	le tritium	نظير مشع للهيدروجين
указывать	indicate	pour indiquer	أشار إلى، رمز إلى

Обратите внимание!

И.п. В.п.

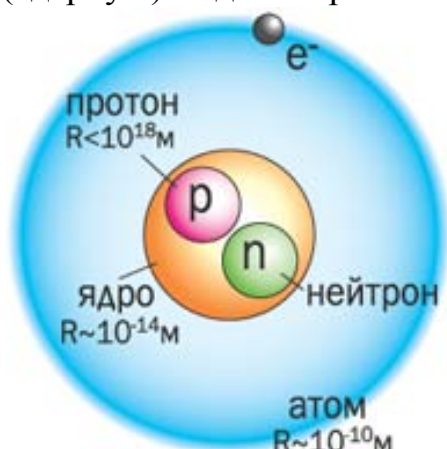
Кто создал что?

Английский физик Э.Резерфорд создал планетарную модель атома.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Атом – это сложная система, в состав которой входят определенные частицы.

В 1911 году английский физик Э.Резерфорд создал планетарную (ядерную) модель строения атома.



Основные положения планетарной модели атома:

1. Атом имеет форму шара, в центре которого находится **ядро**.
2. Ядро атома очень маленькое (диаметр атома $\approx 10^{-10}$ м, диаметр ядра $\approx 10^{-15}$ м).
3. Ядро атома имеет положительный заряд (+).
4. Вокруг ядра движутся **электроны** (e), они имеют отрицательный заряд (-). Электроны образуют электронную оболочку.

В 1913 году английский учёный Г. Мозли определил, что положительный заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в периодической системе.

Атом – это электронейтральная частица. Поэтому заряд ядра равен числу электронов (т.к. заряд электрона равен -1).

В 1932 году Д.Д.Иваненко и В.Гейзенберг (Германия) независимо друг от друга создали протонно-нейтронную теорию строения ядер атомов. Согласно этой теории, **ядра атомов состоят из положительно заряженных частиц – протонов и нейтральных частиц – нейтронов**. Протоны и нейтроны называются нуклонами (от латинского слова "nucleus" - ядро).

Электроны, протоны и нейтроны называются элементарными частицами и имеют такие основные характеристики:

Частица	Обозначение	Заряд	Абсолютная масса	Относительная масса, а.е.м.
Электрон	e^-	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$ кг	1/1840
Протон	${}^1_1p(p)$	+1	$1,6726 \cdot 10^{-27}$ кг	$1,007 \approx 1$
Нейтрон	${}^1_0n(n)$	0	$1,6750 \cdot 10^{-27}$ кг	$1,009 \approx 1$

Заряд ядра равен числу протонов, потому что каждый протон имеет заряд +1.

Атом – электронейтрален. Поэтому число электронов равно числу протонов.

Положительный заряд ядра атома по величине равен порядковому номеру элемента в периодической системе Z . Число нейтронов в ядре обозначается буквой N .

Число нуклонов (сумма числа протонов и нейтронов) называется массовым числом атома и обозначается буквой A .

Масса атома равна сумме масс всех частиц, из которых он состоит. Но масса электрона очень маленькая величина, поэтому её можно не учитывать. И тогда масса атома равна сумме масс протонов и масс нейтронов: $A=Z+N$.

Порядковый номер (заряд ядра или число протонов) записывают слева от символа элемента внизу, а массовое число – слева вверху.

Например: ${}_{13}^{27}\text{Al}$; $A=27$; $Z=13$.

Массовое число атома (A) выражается целым числом.

порядковый номер элемента №	=	число протонов Z	=	число электронов \bar{e}	=	заряд ядра
--	---	-----------------------	---	-------------------------------	---	------------

Относительная атомная масса элемента A_r обычно выражается дробным числом, потому что природные элементы – это смесь изотопов.

Изотопы – это атомы одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов в ядре), но разные массовые числа (разное число нейтронов в ядре).

Почти все элементы имеют изотопы.

Например, элемент водород имеет три изотопа:

${}_1^1\text{H}$ – протий – 1 протон, нейтронов нет;

${}_1^2\text{H}(\text{D})$ – дейтерий – 1 протон, 1 нейтрон;

${}_1^3\text{H}(\text{T})$ – тритий – 1 протон, 2 нейтрона.

Относительная атомная масса элемента A_r , которая указана в периодической системе – это средняя величина массовых чисел природных изотопов этого элемента с учётом процентного содержания каждого изотопа.

Например, природный хлор имеет два изотопа:

${}_{17}^{35}\text{Cl}$ (77,35% в природном хлоре) и ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ (22,65% в природном хлоре).

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65}{100} = 35,453 \text{ (a.e.m.)}$$

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковые, следовательно, химические свойства элемента зависят не от атомной массы, а от заряда ядра.

Заряд ядра атома – это главная характеристика химического элемента.

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Поэтому современная формулировка периодического закона читается так:

Свойства элементов и их соединений
находятся в периодической зависимости
от величины заряда ядра атома.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Какие вы знаете модели строения атома?
2. Какое строение имеет атом?
3. Из каких частиц состоят ядра атомов элементов?
4. Какие вы знаете элементарные частицы?
5. Что называется массовым числом атома?
6. Что называется изотопами?

7. Что является главной характеристикой элемента?

8. Какая современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева?

Упражнение 2. Сколько электронов, протонов и нейтронов в атоме:

- а) фосфора; г) хрома;
б) меди; д) железа?
в) франция;

Упражнение 3. Какой заряд ядра атомов следующих элементов: алюминия; серы; аргона; калия; изотопа водорода с массовым числом 2?

Упражнение 4. Назовите элемент, в атоме которого содержится 26 электронов.

Упражнение 5. Почему аргон ${}_{18}\text{Ar}$ с атомной массой 39,9 располагается в периодической системе перед калием ${}_{19}\text{K}$, атомная масса которого меньше (39,1)?

Упражнение 6. Чему равен порядковый номер элемента, массовое число одного из изотопов которого 31, а число нейтронов в атоме 16?

Упражнение 7. Сколько электронов и нейтронов, и протонов входит в состав атома элемента, который находится в V периоде, в побочной подгруппе VI группы?

Упражнение 8. Ядро атома содержит 10 нейтронов и 9 протонов. Какой это элемент?

Упражнение 9. Какое процентное соотношение изотопов неона ${}^{20}\text{Ne}$ и ${}^{22}\text{Ne}$ в природном неоне, относительная масса которого равна 20,2 а.е.м.?

Упражнение 10. Масса ядра атома 181 а.е.м. Атом содержит 75 электронов. Сколько протонов и сколько нейтронов в ядре атома этого элемента? Какой это элемент?

Занятие 19. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа.

Задание 1. Слушайте, повторяйте, читайте слова и словосочетания.

двойственный, -ая, -ое, -ые	double	double	مزدوج
частица, -ы	particular	частица	دقيقة
волна, -ы	wave	vague	موجة
вероятность, -и	probability	probabilité	إحتمالية
нахождение, -ия	position	trouver	وقوع، إيجاد
наибольший, -ая, -ое, -ые	biggest	le plus gros	الأكبر
совокупность, -и	total	ensemble	مجموع
положение, -ия	position/location	position	وضع، حالة
орбиталь, -и	orbital	orbitale	مدار
квантово-механическая теория	quantum mechanical theory	théorie de la mécanique quantique	نظرية الكم الميكانيكية
квантовый, -ая, -ое, -ые	quantum	quantique	كمي
уровень/уровни	level/standard	niveau / niveaux	مستوى، منسوب
подуровень	sublevel/component level	sous-couche	منسوب تحتي
побочный, -ая, -ое, -ые	secondary	côte à côte	ثانوي
орбитальный, -ая, -ое, -ые	orbital	orbitale	مداري
магнитный, -ая, -ое, -ые	magnetic	magnétique	مغناطيسي
спин	spin	tourner	الأعداد الكمية
квантовая ячейка	quantum cell	cellule quantique	خلية كمية

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что обладает чем?

Электрон одновременно обладает свойствами частицы и волны.

И.п. Р.п.

Что принимает значение чего?

Главное квантовое число принимает значение целых чисел.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Атом состоит из ядра и электронов. Общее число электронов в атоме образует электронную оболочку.

Учёные установили, что электрон имеет двойственную природу: он имеет свойства и частицы, и волны.

Была создана квантово-механическая теория строения атома. Согласно этой теории электрон не имеет определённой траектории движения.

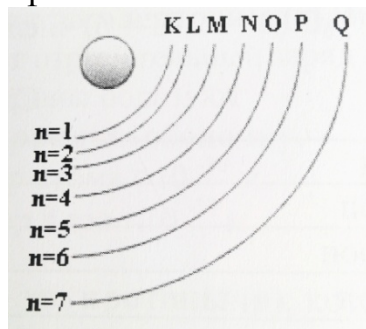
Область пространства, внутри которой вероятность нахождения электрона максимальна, называется **атомной орбиталью**.

Согласно квантовой теории состояние любого электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами:

- n (*эн*) главное квантовое число;
- l (*эль*) орбитальное квантовое число;
- m (*эм*) магнитное квантовое число;
- s (*эс*) спиновое квантовое число.

Главное квантовое число (n) определяет отдалённость данного электрона от ядра (номер энергетического уровня). Чем больше значение n , тем слабее связан электрон с ядром, тем на более высоком энергетическом уровне он находится и тем большей энергией он обладает. Главное квантовое число может принимать значение целых чисел: $n=1,2,3,4,5,6,7$ (равно номеру периода).

Энергетические уровни обозначаются большими буквами латинского алфавита.



Значение n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение уровня	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>

Например, если $n=3$, то это значит, что электрон находится на третьем (считая от ядра) уровне или на *M* - уровне.

Орбитальное или побочное квантовое число (l) характеризует распределение электронов по подуровням данного уровня. Орбитальное квантовое число l характеризует форму электронного облака, пространственную область его наиболее вероятного нахождения. Для

электронов, находящихся на энергетическом уровне с главным квантовым числом n , орбитальные квантовые числа l могут принимать значения:

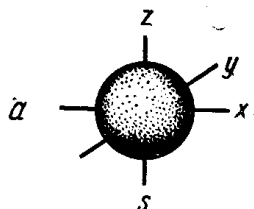
$$l = 0 \dots (n - 1)$$

Возможное число подуровней в каждом энергетическом уровне равно значению главного квантового числа. Например, на четвёртом энергетическом уровне ($n = 4$) возможно заполнение четырёх подуровней, для которых l имеет значения 0, 1, 2, 3.

Электроны, которым отвечают значения побочного квантового числа $l=0$, 1, 2, 3 называются, соответственно, s -, p -, d -, f - электронами.

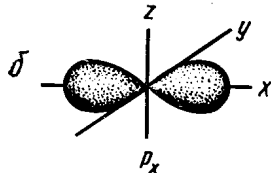
Значение n	1	2	3	4
Значение l	0	0 1	0 1 2	0 1 2 3
Обозначение подуровней	s	s p	s p d	s p d f

Орбитали, для которых $l=0$, имеют форму шара (сферы) и называются s -орбиталями.



s -орбитали имеются на всех энергетических уровнях.

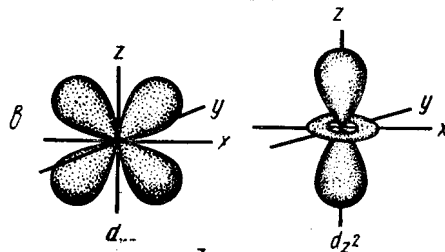
Орбитали, для которых $l=1$ имеют форму гантели (объёмной восьмёрки) и называются p -орбиталями.



p -орбитали имеются на всех энергетических уровнях, кроме первого (K) уровня.

Орбитали с большим значением l имеют более сложную форму и обозначаются так:

$l=2$	d -орбитали;
$l=3$	f -орбитали.



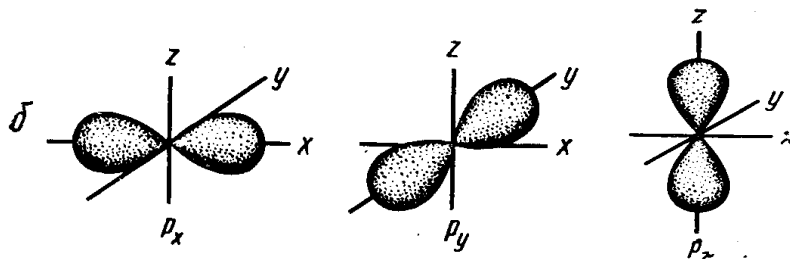
d – орбитали есть на всех энергетических уровнях, кроме первого (K) уровня и второго (L) уровня.

f – орбитали есть на всех энергетических уровнях, кроме первого (K), второго (L) и третьего (M) уровней.

Энергетический подуровень имеет своё обозначение. Он обозначается так: главное квантовое число записывают арабской цифрой, побочное квантовое число записывают соответствующей латинской буквой ($s, p, d, f...$).

Например: $1s$ – s -подуровень первого энергетического уровня ($n=1, l=0$);
 $4d$ - d -подуровень четвертого энергетического уровня ($n=4, l=2$).

Магнитное квантовое число (m) характеризует магнитный момент электрона. Оно определяет ориентацию электронного облака относительно произвольно выбранных направлений взаимно перпендикулярных осей x, y, z или относительно внешнего магнитного поля.



Магнитное квантовое число m принимает значения целых чисел:

$$m = -l \dots 0 \dots +l.$$

Значение l	0	1	2	3
Значение m	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
Число орбиталей на подуровне ($2l+1$)	1	3	5	7
	s	p	d	f

Число орбиталей на подуровне равно $2l+1$. Графически любая орбиталь может изображаться в виде клетки (квантовой ячейки) а.

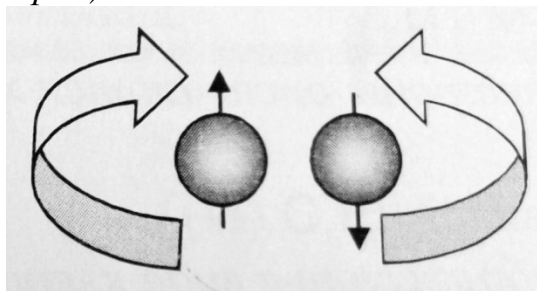
Следовательно, каждая орбиталь и электрон, который находится на этой орбитали, характеризуется тремя квантовыми числами:

главным n , побочным l , магнитным m .

Электрон характеризуется ещё одним, четвертым, квантовым числом – спиновым или спином (s).

Спиновое квантовое число (s) характеризует внутреннее движение электрона и описывает вращение электрона вокруг своей оси. Спиновое квантовое число s принимает только два значения: $s = +\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$ (плюс одна вторая и минус одна вторая).

вращение по
часовой стрелке



вращение против
часовой стрелке

Электрон со спином $+\frac{1}{2}$ условно изображают так: \uparrow , а со спином $-\frac{1}{2}$ – \downarrow .

Если на орбитали находится один электрон, его называют неспаренным или валентным (\uparrow).

Если же на орбитали находятся два электрона, их называют спаренными электронами или электронной парой ($\uparrow\downarrow$).

Распределение электронов в атомах элементов определяется тремя основными положениями: принципом запрета Паули, принципом наименьшей энергии, а также правилом Гунда.

Согласно *принципу запрета Паули*:

В атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырёх квантовых чисел.

Следствие принципа Паули:

1. Максимальное число элементов на орбитали 2. На одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами.
2. Максимальное число элементов на подуровне:

Подуровень	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Число орбиталей	1	3	5	7
	а	ааа	ааааа	ааааааа
Максимальное число электр.	2e ⁻	6e ⁻	10e ⁻	14e ⁻
Обозначение	<i>s</i> ²	<i>p</i> ⁶	<i>d</i> ¹⁰	<i>f</i> ¹⁴

3. Максимальное число электронов на уровне

$$N=2n^2 \quad N=\text{число}; n - \text{номер уровня.}$$

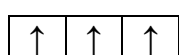
Например, если $n=1$, то максимальное число электронов на первом уровне равно: $N=2 \times 1^2=2$

Если $n=2$, то максимальное число электронов на втором уровне равно: $N=2 \times 2^2=8$

При заполнении орбиталей выполняется **правило Гунда** (наибольшего суммарного спинового числа). Электроны в пределах данного подуровня (*s*, *p*, *d*, *f*) располагаются сначала по одному в свободных квантовых ячейках так, чтобы **сумма абсолютных значений спиновых чисел была максимальной**.

Например:

Три электрона на *p*-подуровне должны располагаться таким образом:



$$\sum s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = +\frac{3}{2}$$

Принцип (правило) наименьшего запаса энергии определяет порядок заполнения уровней и подуровней.

Электроны заполняют энергетические уровни и подуровни в порядке увеличения их энергии, которая характеризуется суммой $n+l$. При равных значениях $n+l$ первым заполняется подуровень с меньшим значением n .

Например:

- 1) какой подуровень 3d или 4s заполняется электронами раньше?

3d-подуровень: $n = 3$

$$l = 2$$

4s-подуровень $n = 4$

$$s = 0$$

Сумма $n + l$: 3+2 и 4+0

$$5 > 4$$

Поэтому, электроны сначала заполняют 4s, а затем 3d-подуровень, так как энергия на 4s меньше, чем на 3d.

- 2) какой подуровень 3d или 4p заполняют электроны раньше?

3d-подуровень: $n = 3$

$l = 2$

4p-подуровень $n = 4$

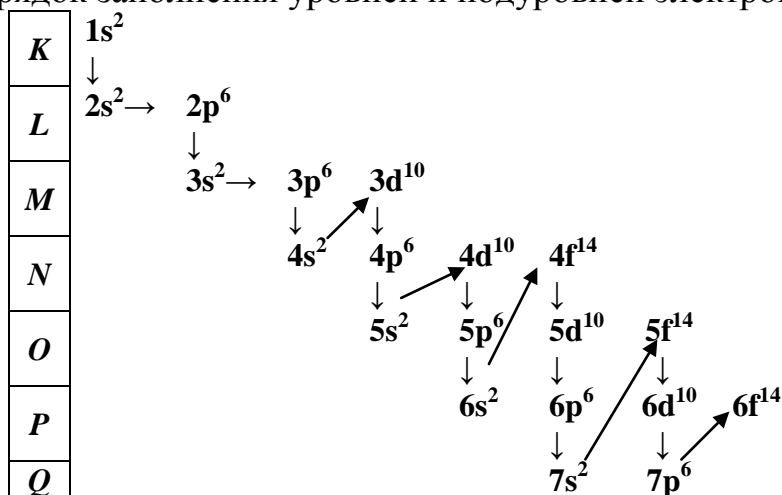
$l = 1$

Сумма $n + l$: $3+2$ и $4+1$

$5 = 5$, но $3 > 4$

Поэтому электроны сначала заполняют 3d-подуровень с меньшим значением n ($n = 3$), а затем 4p.

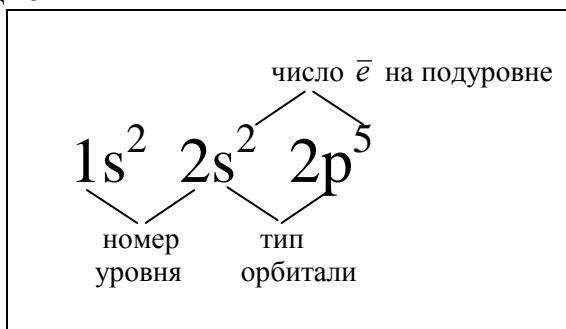
Порядок заполнения уровней и подуровней электронами



Шкала энергии электронов

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10} 5p^6$	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$
--------	-------------	-------------	---------------------	---------------------	-----------------------------	-----------------------------

Для каждого элемента можно сделать запись распределения электронов на энергетических уровнях. Такая запись называется электронной формулой (электронной конфигурацией)



Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Составьте план текста.

Упражнение 2. Ответьте на вопросы.

1. Что называется атомной орбиталью?
2. Что такое энергетический уровень?
3. Что характеризует главное квантовое число?
4. Какие значения принимает главное квантовое число?
5. Что характеризует побочное квантовое число?
6. Какие значения принимает побочное квантовое число?

7. Что характеризует магнитное квантовое число и какие значения оно принимает?
8. Что характеризует спин и какие значения он принимает?
9. Сформулируйте принцип Паули.
10. Как формулируется правило наименьшего запаса энергии?

Упражнение 3. Чему равны все квантовые числа для двух электронов, которые находятся на 3 s-подуровне?

Занятие 20. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронная теория строения атома.

Задание 1. Слушайте, повторяйте, читайте слова и словосочетания.

теория, -ии	theory	la théorie	نظرية
классификация, -ии	classification	classification	تصنيف
сравнение, -ия	comparison	la comparaison	مقارنة
электронная конфигурация, -ии	electronic configuration	configuration électronique	شكل إلكتروني
закономерность, -и	confirmaty to natural laws	régularité	قانونية شرعية، قاعدة، حكم،
энергетический уровень	energy level	niveau d'énergie	منسوب الطاقة
заполнять/заполнить (уровни)	fill in	remplir / remplir (niveaux)	ملا المناسب
последний, -яя, -ее, -ие	last/latter	le dernier	الأخير
внешний, -яя, -ее, -ие	outward/external	extérieur	خارجي
электронный слой	electronic layer	couche électronique	طبقة الكترونية
завершённый, -ая, -ое, -ые	completed	complété	مكتمل
максимальный, -ая, -ое, -ые	maximum	maximum	الأقصى
побочный, -ая, -ое, -ые	secondary	côte à côte	ثانوي
заряд ядра	nuclear charge	charge de base	شحنة النواة
квантовое число	quantom number	nombre quantique	العدد الكمي
предпоследний, -яя, -ее, -ие	last but one/penultimate	avant dernier	قبل الأخير
степень окисления	degree (power) of oxidation	degré d'oxydation	درجة التأكسد

Обратите внимание!

И.п.

П.п.

Что можно наблюдать где? = Где можно наблюдать что?

В периодической системе можно наблюдать следующие закономерности.

И.п.

П.п.

Что находится где? = Где находится что?

В главных подгруппах всех групп находятся p-элементы и s-элементы.

При сравнении чего с чем?

При сравнении электронных конфигураций атомов с их положением в периодической системе.

И.п.

Т.п.

Т.п.

Что? заполняется чем? = Чем? заполняется что?

У s-элементов электронами заполняется внешний энергетический уровень.

И.п. В.п.
Что показывает что?

Порядковый номер элемента показывает число электронов в атоме.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

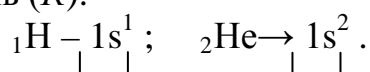
Текст

Теория строения атома показала, что периодическая система элементов Д.И.Менделеева является классификацией химических элементов по электронным структурам их атомов.

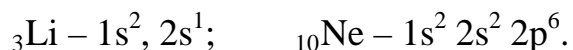
При сравнении электронных конфигураций атомов элементов с их положением в периодической системе можно наблюдать следующие закономерности:

1. Число энергетических уровней в атомах элемента равно номеру периода, в котором находится элемент.

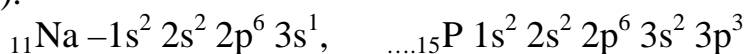
Например: В атомах элементов первого периода электроны заполняют только один энергетический уровень (*K*).



В атомах элементов II периода электроны заполняют два энергетических уровня (*K* и *L*).



В атомах элементов III периода электроны заполняют три энергетических уровня (*K*, *L* и *M*).



2. Максимальное число электронов на последнем уровне равно восьми. Поэтому периодическая система состоит из восьми групп. Внешний электронный слой, который содержит 8 электронов, называется завершённым. Атомы инертных элементов имеют завершённый внешний электронный слой.
3. Число электронов на последнем уровне атомов элементов главных подгрупп (кроме *He*) равно номеру группы, в которой находится элемент.
4. В главных подгруппах всех групп находятся *p*-элементы и *s*-элементы.

s-элементы – это элементы, у которых заполняется электронами *s*-подуровень внешнего энергетического слоя. Максимальное число электронов на *s*-подуровне – 2.

p-элементы – это элементы, у которых заполняется электронами *p*-подуровень внешнего энергетического слоя. Максимальное число электронов на *p*-подуровне – 6.

Каждый период начинается двумя *s*-элементами и заканчивается шестью *p*-элементами.

5. В побочных подгруппах всех групп находятся *d*-элементы или *f*-элементы.

d-элементы – это элементы, у которых заполняются *d*-орбитали предпоследнего уровня.

f-элементы – это элементы, у которых заполняются электронами *f*-орбитали предпоследнего уровня.

Максимальное число электронов на d -подуровне – 10, а на f -подуровне – 14. Поэтому в четвёртом, пятом и шестом периодах между s - и p -элементами находятся по 10 d -элементов, а в шестом и седьмом периодах есть по 14 f -элементов (лантаноиды и актиноиды).

На последнем уровне d и f -элементов имеется 1 или 2 электрона. Сумма числа s -электронов последнего уровня и d -электронов предпоследнего уровня атомов d -элементов побочных подгрупп равна номеру группы, в котором находится элемент.

Например: элементы пятой группы побочной подгруппы имеют конфигурацию $ns^2(n-1)d^3$, где n -номер периода, в котором находится элемент; четвёртый период пятая группа побочная подгруппа $V 4s^23d^3$; пятый период пятая группа побочная подгруппа $Nb 5s^24d^3$.

6. По положению элемента в периодической системе можно легко определить электронную конфигурацию атома:

а) порядковый номер элемента показывает заряд ядра (число протонов) и число электронов в атоме;

б) номер периода показывает главное квантовое число т.е. количество энергетических уровней;

в) номер группы показывает число электронов на последнем уровне (s - и p -элементы главных подгрупп) или сумму числа s -электронов последнего уровня и d -электронов предпоследнего уровня (d -элементы третьей-седьмой групп побочных подгрупп);

г) номер группы равен максимальной степени окисления элемента.

Например: элемент барий Ba находится в шестом периоде, аторой группе, главной подгруппе, это s -элемент. Строение последнего уровня $6s^2$, степень окисления +2;

элемент марганец Mn находится в четвёртом периоде, седьмой группе, побочной подгруппе, d -элемент. Строение последнего уровня $Mn 4s^23d^5$, максимальная степень окисления +7;

элемент бром Br находится в четвёртом периоде, седьмой группе, главной подгруппе, p -элемент. Строение последнего уровня $Br 4s^24p^5$, максимальная степень окисления +7.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Чему равно число электронных слоев в атомах всех элементов данного периода?
2. Чему равно максимальное число электронов на внешнем электронном слое атома?
3. Какой электронный слой называется завершённым?
4. Атомы каких элементов имеют завершённый электронный слой?
5. Чему равно число электронов на внешнем слое атомов элементов главных подгрупп?
6. Какие элементы называются s -элементами? Сколько s -элементов в каждом периоде?

7. Какие элементы называются *p*-элементами? Сколько *p*-элементов в каждом периоде (кроме первого и седьмого)?
8. Какие элементы называются *d*-элементами? Сколько *d*-элементов в каждом большом периоде?
9. Какие элементы называются *f*-элементами? В каких периодах находятся и где располагаются в периодической системе *f*-элементы?

Упражнение 2. По положению элементов в периодической системе определите число электронных слоев и число электронов во внешнем электронном слое атомов.

- | | |
|--------------|-------------|
| а) углерода; | г) висмута; |
| б) серы; | д) ксенона; |
| в) цезия; | е) хрома. |

Упражнение 3. По электронной формуле внешнего электронного слоя атома определите, какой это элемент. Напишите его название, символ и порядковый номер.

- | | | |
|-----------------|-----------------|-----------------|
| а) $3s^23p^4$; | г) $5s^25p^3$; | ж) $5s^24d^4$; |
| б) $4s^24p^6$; | д) $6s^26p^2$; | з) $6s^25d^2$; |
| в) $2s^22p^1$; | е) $4s^23d^3$; | и) $5s^24d^2$. |

Упражнение 4. Чему равно общее число *s*-элементов в периодической системе? Напишите символы и порядковые номера всех *s*-элементов.

Занятие 21. Зависимость химических свойств элементов от строения их атомов.

Задание 1. Слушайте читайте слова и словосочетания.

металличность	metallicity	métallicité	الفلزية
неметалличность	non-metallicity	non-métallicité	اللافلزية
энергия ионизации	ionization energy	énergie d'ionisation	طاقة التأين
положительно заряженный ион	positively charged ion	ion chargé positivement	أيون موجب
присоединить/присоединять	join	attacher / attacher	اتصل بـ ، انضم الى
сродство к электрону	affinity	affinité pour l'électron	ترابط للإلكترون
нейтральный, -ая, -ое, -ые	neutral	neutre	متعادل
отрицательно заряженный ион	negatively charged ion	ion chargé négativement	أيون سالب
универсальный, -ая, -ое, -ые	universal	universel	شامل
притягивать	attract	attirer	سحب، جر
электроотрицательность	electronegativity	électronégativité	السالبية الكهربائية
схема, -ы	outline/scheme	schéma	رسم، مخطط
схематический, -ая, -ое, -ые	schematically	schématique	تخطيطي

Обратите внимание!

И.п. В.п.

Что объясняет что?

Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов при увеличении порядкового номера.

Р.п.

Находится в зависимости от чего?

Находится в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер элементов.

Задание 2. Слушайте, читайте и запишите в тетрадь текст.

Текст

Теория строения атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов при увеличении порядкового номера.

Важнейшими свойствами элементов являются металличность (металлические свойства) и неметалличность (неметаллические свойства).

Металличность – это способность атомов элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности элемента является энергия ионизации (I).

Энергия ионизации атома – это количество энергии, которое необходимо для отрыва электрона от атома элемента, т.е. для превращения атома в положительно заряженный ион.

Чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства элемента.

Неметалличность – это способность атома элемента присоединять электроны. Количественной характеристикой элемента является сродство к электрону.

Сродство к электрону – это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т.е. при превращении атома в отрицательно заряженный ион.

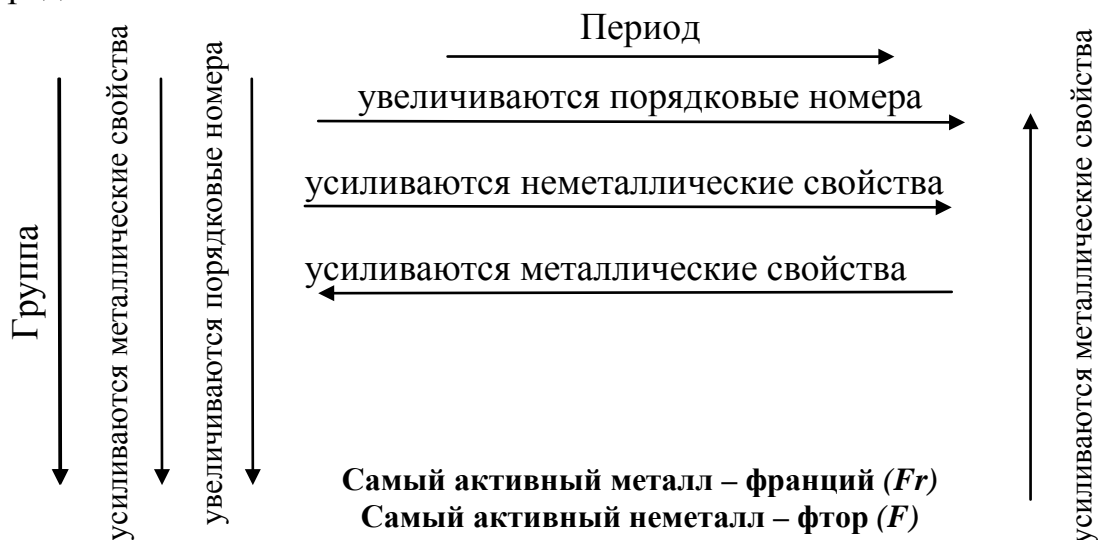
Чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства элемента.

Универсальной характеристикой металличности и неметалличности является электроотрицательность.

Электроотрицательность элемента характеризует способность его атомов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

Неметаллы имеют высокую электроотрицательность, металлы – низкую.

Изменения свойств элементов в периодах и группах схематически можно представить так:



В настоящее время периодический закон формулируется так: *свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в*

периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер или порядкового номера элемента в периодической системе.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что называется металличностью элементов?
2. Что является количественной характеристикой металличности?
3. Что называется неметалличностью?
4. Что является количественной характеристикой неметалличности?
5. Что характеризует электроотрицательность?
6. Как изменяются свойства элементов в периодах?
7. Как изменяются свойства элементов в группах?

Упражнение 2. По положению элементов в периодической системе определите, какой элемент имеет большую электроотрицательность; больший радиус атома:

- а) йод $_{53}I$ или бром $_{35}Br$;
- б) олово $_{50}Sn$ или йод $_{53}I$;
- в) магний $_{12}Mg$ или барий $_{56}Ba$.

Упражнение 3. Какой из двух элементов обладает более выраженными неметаллическими свойствами:

- а) C или Si ;
- б) Cl или I ;
- в) Na или Al ;
- г) S или Se .

Занятие 22. Химическая связь и строение вещества. Ковалентная связь.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

определённый, -ая, -ое, -ые	certain	définitif	محدد، معين
химическая связь	chemical bonding	liaison chimique	رابطة كيميائية
ковалентная полярная связь	covalent polar bond	liaison polaire covalente	رابطة تساهمية
ковалентная неполярная связь	covalent nonpolar bond	liaison non polaire covalente	رابطة غير تساهمية
ионная связь	ionic bond	liaison ionique	رابطة أيونية
металлическая связь	metal bond	liaison métallique	رابطة فلزية
водородная связь	hydrogen bond	liaison hydrogène	رابطة هيدروجينية
перекрывание	overlapping	chevauchement	تداخل، ترابط
неспаренный электрон	unpaired electron	électron non apparié	الالكترون منفرد
валентный электрон	valence electron	électron de valence	الالكترون التكافؤ
смещение	bias	excentré	إزاحة، تحويل
смещаться/сместиться	mingle/shift	décalé / décalé	زاح، إنزاح
диполь	dipole	dipôle	جزئي ثنائي القطب
направленность	direction/wave	directionnalité	موجة
частичный, -ая, -ое, ые	partial	partielle	جزئي
кратность	multiplicity	multiplicité	مضاعفة، قابلية القسمة

Обратите внимание!

И.п. Д.п.

Что смещается к чему?

Общие электронные пары смещаются к более электроотрицательному атому.

И.п. Т.п.

Что является чем?

Полярные молекулы являются диполями.

И.п. Т.п.

Что характеризуется чем?

Ковалентная связь характеризуется полярностью, кратностью, направленностью в пространстве, энергией связи и длиной связи.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Химия изучает вещества и их превращения. Большинство веществ состоит из молекул. Молекулы, как правило, состоят из нескольких атомов. Атомы в любой молекуле связаны определёнными силами. Эти силы называются химической связью.

Химическая связь – это силы, которые соединяют атомы в молекулах, молекулы между собой, а также, молекулы, атомы или ионы в кристаллах твёрдых веществ.

Различают такие виды химической связи:

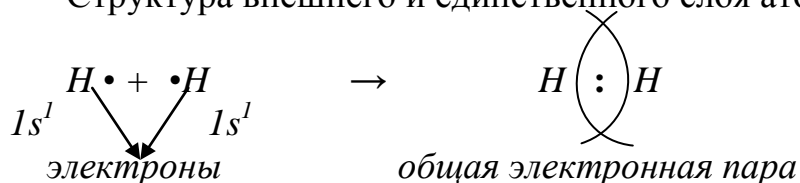
1. Ковалентная связь (неметалл – неметалл).
2. Ионная связь (металл – неметалл).
3. Металлическая связь (металл – металл).
4. Водородная связь (молекула – Н – молекула).
(аиш)

Ковалентная связь существует в молекулах простых веществ (H_2 , Cl_2 , O_2 и др.) и в молекулах, которые образованы атомами различных неметаллов (H_2O , CO_2 , HCl).

Ковалентная связь – это связь атомов с помощью общих электронных пар. В образовании общей электронной пары принимают участие валентные электроны.

Рассмотрим образование ковалентной связи на примере молекулы водорода H_2 .

Структура внешнего и единственного слоя атома водорода $1s^1 (H\cdot)$.



Общая электронная пара принадлежит обоим атомам, поэтому каждый атом водорода в молекуле водорода имеет завершённую структуру $1s^2$.

В молекуле хлора существует ковалентная связь.

Структура внешнего электронного слоя атома хлора: $3s^2 3p^5$. На внешнем слое атома находятся 7 электронов. Один из них (p -электрон) – неспаренный.



Электроны, которые участвуют в образовании химических связей, называются валентными электронами.

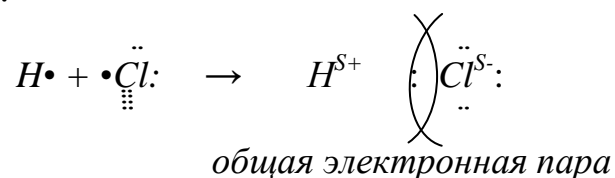
В молекулах, которые состоят из двух или более атомов одного элемента, связь ковалентная неполярная.

Если общие электронные пары располагаются симметрично относительно ядер обоих атомов, то такая связь называется **ковалентная неполярной**. Такая связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

Например, связи в молекулах простых веществ являются неполярными ковалентными связями (H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2).

Если общие электронные пары смещаются к одному из атомов (располагаются несимметрично относительно ядер атомов), то такая связь называется **ковалентной полярной**. Такая связь образуется между атомами с различной электроотрицательностью.

Например, в молекуле хлороводорода HCl общая электронная пара смещается в сторону атома хлора, потому что он является более электроотрицательным.



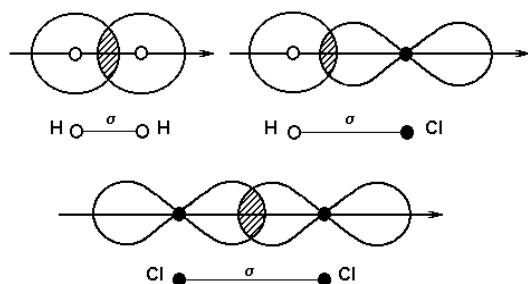
В результате частичного смещения электронных облаков на атоме водорода появляется частичный положительный заряд (+), а на атоме хлора – частичный отрицательный заряд (-): H^+Cl^- .

Чем больше разность величин электроотрицательности связанных атомов, тем больше полярность связи.

Полярные молекулы являются диполями. **Диполь** – это система, в которой имеются центры положительного и отрицательного зарядов, расположенных на определённом расстоянии друг от друга.

Кроме полярности, ковалентная связь характеризуется направленностью в пространстве, кратностью, длиной связи и энергией связи.

Различают σ и π ковалентные связи.



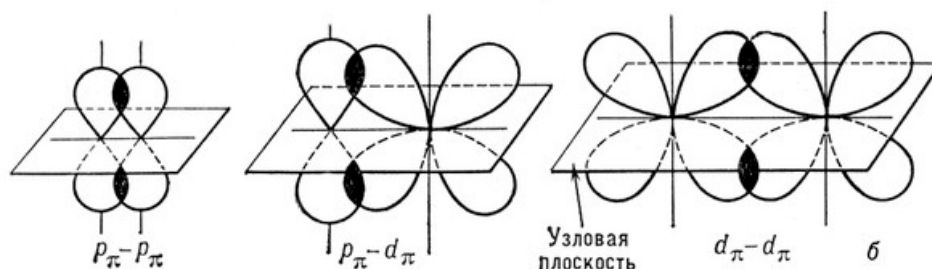
σ -связи – это ковалентные связи, при образовании которых **область перекрывания электронных облаков находится на линии**, соединяющей ядра атомов. Связи в молекулах H_2 , HCl , Cl_2 являются σ -связями.

При образовании молекулы водорода перекрываются два s -электронных облака.

При образовании молекулы хлороводорода перекрывают s - и p -электронные облака.

При образовании молекулы хлора происходит перекрывание $2p_x$ -электронных облака.

π -связь – это ковалентная связь, которая образована перекрыванием p -электронных облаков, область перекрывания которых находится над и под линией, соединяющей ядра атомов.



Кратность связи определяется числом общих электронных пар, которые связывают атомы.

Одинарные (простые) связи – это ковалентные связи, которые образованы одной общей электронной парой.

Например: $H-H$, $H-Cl$.

Одинарные связи всегда являются σ -связями. Двойная связь – это ковалентная связь, которая образована двумя общими электронными парами.

Например: молекула кислорода: $O=O$.

Двойная связь состоит из одной σ -связи и одной π -связи.

Тройная связь – это ковалентная связь, которая образована тремя общими электронными парами.

Например: молекула азота: $N\equiv N$.

Тройная связь состоит из одной σ -связи и двух π -связей.

Длина связи – это расстояние между ядрами атомов. Единицей измерения является нанометр (нм).

Энергия связи равна работе, которую необходимо совершить для разрыва связи. Единицей измерения является кДж/моль.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Что называется химической связью?
2. Какие основные виды химической связи вы знаете?
3. Что называется ковалентной связью?
4. Что такое ковалентная неполярная связь?
5. Что такое ковалентная полярная связь?
6. Какие основные характеристики ковалентной связи вы знаете?
7. Что такое σ -связь?
8. Что такое π -связь?

Упражнение 2. Составьте план к тексту.

Упражнение 3. Напишите электронные и графические формулы таких молекул: HF , H_2O , NH_3 , O_2 , N_2 , F_2 , I_2 .

Упражнение 4. Какой тип ковалентной связи – полярная или неполярная в молекулах таких веществ: H_2S , CH_4 , HI , OF_2 , CO ? К атомам каких элементов смещаются общие электронные пары в этих молекулах?

Занятие 23. Донорно-акцепторная связь. Ионная связь.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

донор	donor	donneur	معطي
акцептор	acceptor	accepteur	مستقبل
аммоний	ammonium	ammonium	امونيوم مجموعة نشادرية،
неподелённый, -ая, -ое, -ые	not divided	solitaire	غير منفصل، غير منقسم
типичный, -ая, -ое, -ые	typical	typique	نمطي، نموذجي، عادي
ион, -ы	ion	ion	أيون
катион, -ы	cation	la cation	كاتيون: أيون موجب
анион, -ы	anion	anion	أنيون: أيون سالب
заряд, -ы	charge	charge	شحنة
завершение, -ия	concluding/completion	achèvement	إملاء، إكمال، إنهاء
электростатическое	electrostatic attraction	électrostatique	تجاذب كهروستاتي
ионная связь	ionic bond	laison ionique	رابطة أيونية
ионное соединение	ionic compound	composé ionique	مركب أيوني
электронейтральная частица	electrically neutral particle	électriquement	دقيقة متعادلة

Обратите внимание!

И.п. Р.п.

Что является чем? = Чем является что?

Одним из видов ковалентной связи является донорно-акцепторная связь.

И.п. Р.п.

Что отличается (не отличается) от чего?

Кто от кого?

Свойства донорно-акцепторной связи не отличаются от свойств обычной ковалентной связи.

И.п. Т.п.

Что предложено кем?

Теория ионной связи была предложена в 1916 г. немецким учёным В. Косселем.

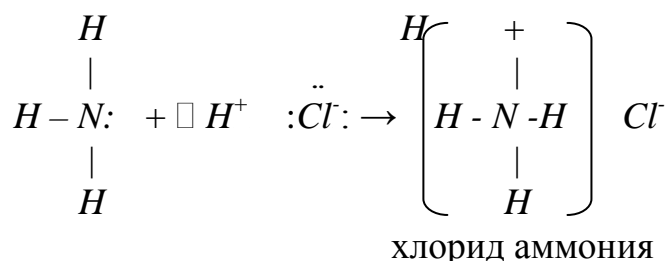
Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Одним из видов ковалентной связи является донорно-акцепторная связь.

Донорно-акцепторная связь образуется в результате перекрывания орбитали с неподелённой электронной парой одного атома и свободной орбитали другого атома.

Например: При взаимодействии аммиака NH_3 и хлороводорода HCl неподелённая электронная пара азота становится общей для водорода и азота, получается ион аммония NH_4^+ .



Атом, который отдаёт свою неподелённую пару электронов для образования связи, называется **донором** (атом азота).

Атом, который имеет свободную орбиталь и использует её для образования связи, называется **акцептором** (ион водорода).

Свойства донорно-акцепторной связи не отличаются от свойств обычной ковалентной связи.

Теория ионной связи была предложена в 1916 г. немецким учёным В.Косселем.

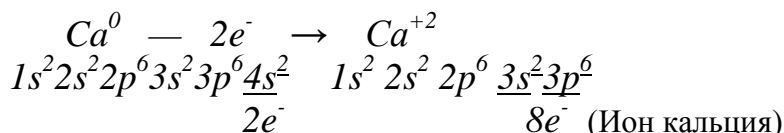
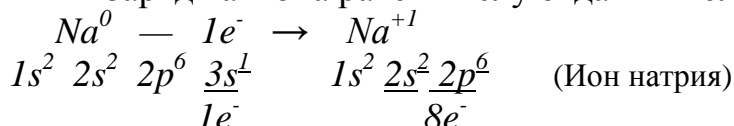
При образовании соединений из элементов, очень отличающихся по электроотрицательности (типичных металлов и типичных неметаллов), общие электронные пары полностью смещаются к более электроотрицательному атому.

В результате образуются ионы.

Атомы металлов отдают электроны, превращаются в положительно заряженные частицы, которые называются **положительными ионами** или **катионами**.

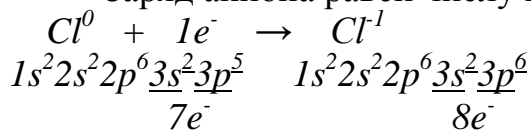
Атомы неметаллов принимают электроны и превращаются в отрицательные ионы, которые называются **анионами**.

Заряд катиона равен числу отданных электронов.

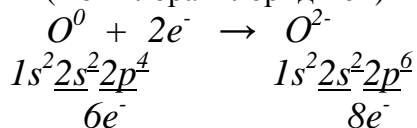


Атомы металлов отдают электроны внешнего слоя, а образующиеся ионы имеют завершённые структуры.

Заряд аниона равен числу принятых электронов.



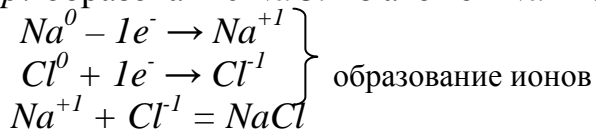
(Ион хлора=хлорид-ион)



Атомы неметаллов принимают такое количество электронов, которое им необходимо для завершения электронного слоя.

В результате электростатического притяжения между катионом и анионом образуется молекула.

Например: образование NaCl из атомов Na и Cl происходит так:



Связь между ионами называется ионной связью.

Соединения, которые состоят из ионов, называются **ионными соединениями**.

Сумма зарядов всех ионов в ионном соединении равна нулю, потому что любая молекула является электронейтральной частицей.

Ионную связь можно рассматривать как крайний случай полярной ковалентной связи, при образовании которой общая электронная пара полностью смещается к атому с большей электроотрицательностью.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Составьте план текста.

Упражнение 2. Дайте ответы на вопросы.

1. Чем отличается донорно-акцепторная связь от обычной ковалентной связи?
2. Какой атом называется донором электронов?
3. Какой атом называется акцептором электронов?
4. Что такое катионы и что такое анионы? Чему равны их заряды?
5. Что называется ионной связью?
6. Какие соединения называют ионными соединениями?
7. Чему равна сумма зарядов всех ионов в молекуле?

Упражнение 3. Напишите электронные формулы атомов таких элементов: литий (*Li*), стронций (*Sr*), сера (*S*). Какие ионы могут образовывать атомы этих элементов? Напишите уравнения процессов образования этих ионов.

Упражнение 4. Какой тип связи (неполярная ковалентная, полярная ковалентная, ионная) в молекулах таких веществ: *HBr*, *Na₂S*, *CCl₄*, *F₂*, *H₂O*?

Упражнение 5. Допишите уравнения таких процессов образования ионов:

- a) $Mg^0 - 2e^- = \dots$
- б) $S^0 \dots = S^{-2}$
- в) $Fe^0 - 3e^- = \dots$
- г) $Fe^0 \dots = Fe^{+2}$

Занятие 24. Металлическая и водородная связь.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

приобретать/приобрести	acquire/take	achat / achat	حصل على
возникать/возникнуть	arise/appear	surgir / surgir	نشأ، قام، ظهر
электростатическое притяжение	electronic attraction	attraction électrostatique	جذب كهروستاتي
соседний, -ая, -ее, -ие	near/neighboring	voisin	متجاور
обобществленный, -ая, -ое, -ые	socialization/same	socialisé	عمومي، مشترك
возникновение	emergence/appearance	occurrence	نشوء، ظهور
валентный, -ая, -ое, -ые	valence/equality	valence	تكافؤ
электропроводность	electrical conductivity	conductivité électrique	موصلية كهربائية
теплопроводность	thermal conductivity	conductivité thermique	موصلية حرارية
аномальный, -ая, -ое, -ые	abnormal	anomal	شاذ

Обратите внимание!

И.п.

Р.п.

Что образуется в результате чего?

Водородная связь образуется в результате электростатического взаимодействия.

И.п.

Р.п.

Что является причиной чего?

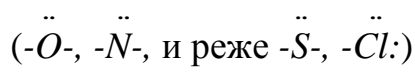
Водородная связь является причиной аномально высоких температур плавления и кипения некоторых веществ.

Задание 2. Слушайте, читайте текст.

Текст

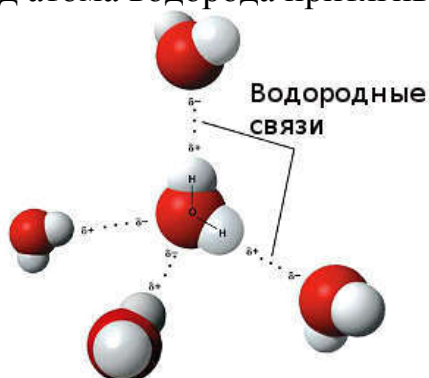
В природе распространена водородная связь.

Водородная связь образуется в результате электростатического взаимодействия между активными атомами водорода в молекуле и более электроотрицательными атомами с неподелённой парой



в одной молекуле или между молекулами.

Наиболее известный пример соединения с водородной связью – это вода. Поскольку атом кислорода более электроотрицателен, чем связанные с ним два атома водорода, он оттягивает связывающие электроны от атома водорода. Атом кислорода приобретает небольшой отрицательный заряд δ^- , а каждый атом водорода – небольшой положительный заряд δ^+ . Этот положительный заряд атома водорода притягивается к неподелённой паре электронов на атоме

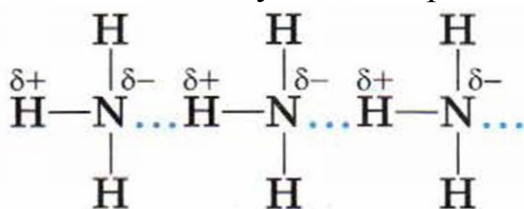


Водородная связь в воде

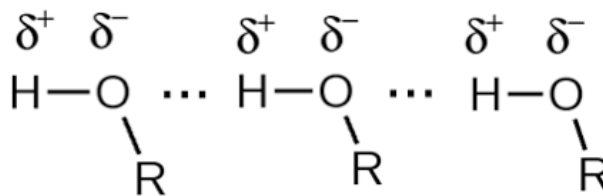
кислорода соседней молекулы воды. Возникающая сила притяжения между атомами водорода и электроотрицательным атомом кислорода называется водородной связью.

Различают внутримолекулярные и межмолекулярные водородные связи.

Межмолекулярные водородные связи возникают между двумя или несколькими молекулами с образованием димеров или ассоциативов.

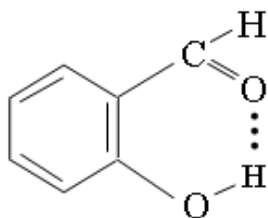


Аммиак

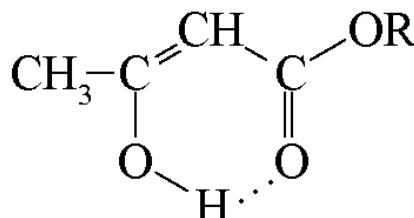


Спирт

Внутримолекулярные водородные связи возникают в пределах одной молекулы. Они распространены не столь сильно, как межмолекулярные водородные связи.



Салициловый альдегид



o-нитрофенол

Водородные связи играют важную роль в протекании различных биохимических процессов в организме. Они определяют пространственную структуру белков, полисахаридов, участвуют в образовании двойной спирали ДНК.

Металлы в твёрдом состоянии существуют в форме кристаллов. Эти кристаллы состоят из положительных ионов и свободно перемещающихся электронов. Химическая связь, возникающая в результате связывания положительных ионов решётки свободными электронами, называется металлической связью.

Электроны, участвующие в образовании металлической связи, являются внешними, или валентными, электронами атома металла. Эти валентные электроны уже не принадлежат каждому определённому атому металла, а делокализованы между положительными ионами.

Свободные электроны могут переносить теплоту и электричество, поэтому они являются причиной главных физических свойств, которые отличают металлы от неметаллов, – высокой электропроводностью и теплопроводностью.

В структуре металлов IV и VII групп наблюдается ковалентная связь между нейтральными атомами и металлическая связь между положительно заряженными ионами металла и блуждающими электронами.

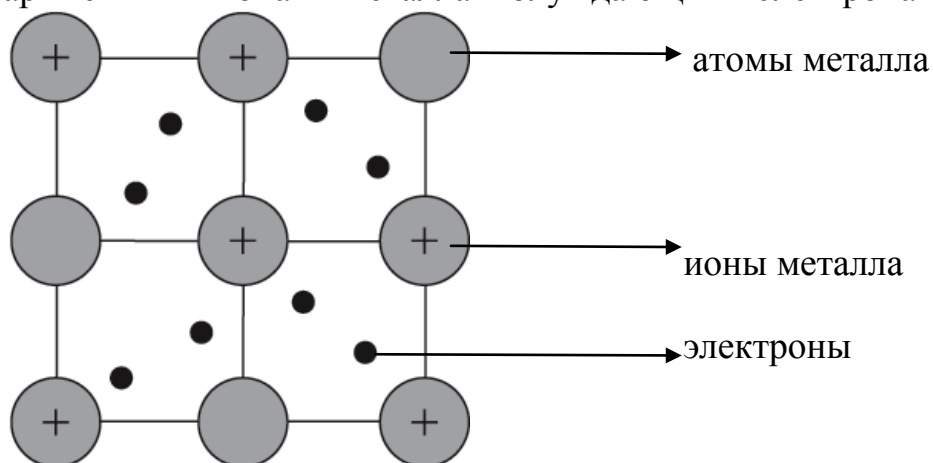


Схема кристаллической решётки металлов.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

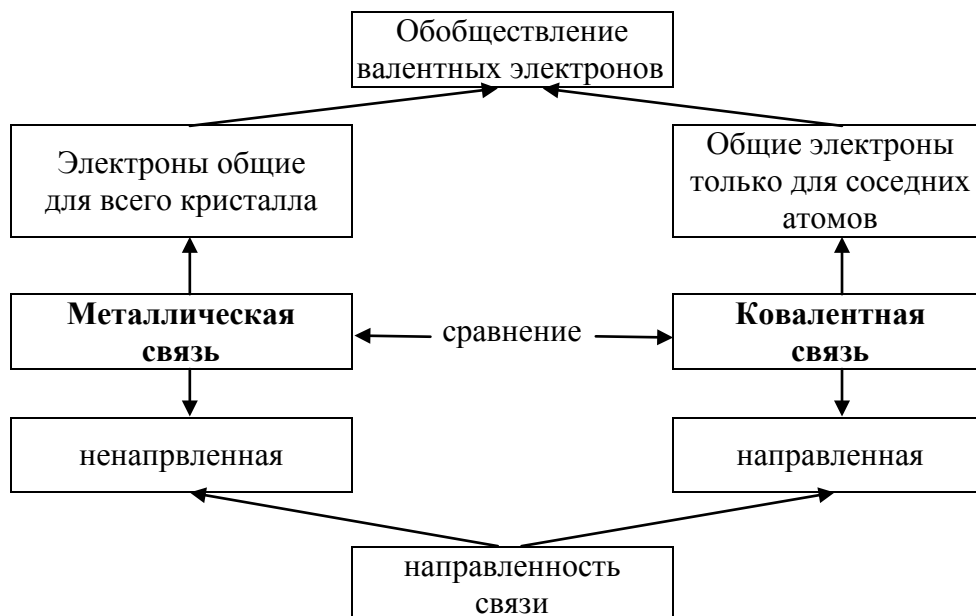
1. Что называется водородной связью?
2. Чем можно объяснить возникновение водородной связи?
3. Как возникает водородная связь?
4. Что называется металлической связью?

5. Какие свойства имеет металлическая связь?
6. Между какими атомами возможно образование водородной связи?

Упражнение 2. Составьте пересказ темы "Водородная и металлическая связь".

Упражнение 3. Рассмотрите схему "Сравнительная характеристика металлической и ковалентной связей", запомните различия между этими типами связи.

Сравнительная характеристика металлической и ковалентной связей



Занятие 25. Валентность и степень окисления.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

валентность, -и	valency	valence	تكافؤ
условный заряд	conditional charge	charge conditionnelle	شحنة رمزية (مشروطة)
гидрид, -ы	hydride	hydrure	عنصر آخر هيدريدات: مركبات من الهيدروجين و
степень окисления	degree of oxidation	état d'oxydation	درجة التأكسد
одноатомный ион	one-nuclear ion	ion monoatomique	أيون أحادي الذرة
смещаться/сместиться	shift/mingle	shift / shift	زاح، انزاح

Обратите внимание!

И.п. Р.п. Р.п. И.п.
 Что используют для чего? = Для чего используют что?

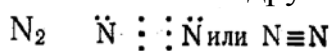
Для характеристики состояния атома в соединении используют понятие "степень окисления".

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

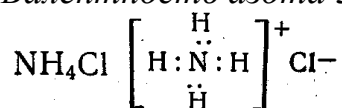
Текст

Электронная теория строения атома объяснила физический смысл валентности и структурных формул.

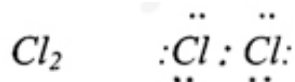
Валентность элемента определяется числом общих электронных пар, которые связывают атом данного элемента с другими атомами.



Валентность азота 3



Валентность азота 4



Валентность хлора 1

Валентность не может быть отрицательной и не может равняться нулю.

Понятие "валентность" можно применять только к соединениям с ковалентной связью.

Для характеристики состояния атома в соединении используют понятие "степень окисления".

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, который возник бы на атоме, если бы общие электронные пары полностью сместились к более электроотрицательному атому (т.е. атомы превратились бы в ионы).

Степень окисления не всегда равна валентности.

Правила определения степени окисления элементов в соединениях:

- I. Степень окисления "0" в молекулах простых веществ:
 $Cl_2^0, H_2^0, N_2^0, O_2^0, K^0, Ca^0, Al^0$.
- II. Степень окисления $=+1$: элементы I А группы в соединениях (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и водород (кроме гидридов металлов KH^{-1}, CaH_2^{-1} , где водород -1). Например: $Na^{+1}Cl, K_2^{+1}O, H^{+1}Cl, KH^{-1}, CaH_2^{-1}$.
- III. Степень окисления $=+2$: все элементы II А группы в соединениях: Ba, Mg, Ca, Sr, Ra . Например: $Mg^{+2}Cl_2, Ca^{+2}O, Ca^{+2}H_2$.
- IV. Степень окисления $=+3$: все элементы III А группы в соединениях Al, Ga, In, Tl (кроме $B, B^{-3}H_3$). Например: $Al^{+3}Cl_3, Al_2^{+3}O_3$.
- V. Степень окисления $=-1$: фтор F в соединениях. Например: HF^{-1}, OF_2^{-1} .
- VI. Степень окисления $=-2$: кислород O в соединениях (кроме $O^{+2}F_2$ – фторид кислорода, $H_2^{+1}O_2^{-1}$, – пероксид водорода, $K_2^{+1}O_2^{-1}$ – пероксид калия). Например: $H_2O^{-2}, CaO^{-2}, Al_2O_3^{-2}, K_2O^{-2}, O^{+2}F_2$.
- VII. Остальные элементы имеют переменную степень окисления.
- VIII. Сумма степени окисления всех элементов в соединении равна нулю.

Например: $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$

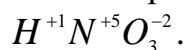
$$+1 + x + 3(-2) = 0$$

$$1 + x - 6 = 0$$

$$x = 6 - 1$$

$$x = 5$$

степень окисления азота в азотной кислоте равна +5

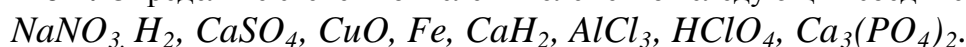


Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Что называется валентностью?
2. Что называется степенью окисления?
3. Чем определяется валентность элементов?
4. Чему равняется степень окисления водорода в гидридах металлов и в других соединениях?
5. Чему равна степень окисления кислорода в пероксидах и в других соединениях?
6. Чему равняется степень окисления элементов в простых веществах?
7. Назовите элементы с переменной степенью окисления и приведите примеры их соединений.
8. Чему равна высшая степень окисления элементов?

Упражнение 2. Определите степень окисления элементов следующих соединений:



Занятие 26. Повторение.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

периодический, -ая, -ое, -ие	periodic	périodique	دوري
побочный, -ая, -ое, -ые	secondary	secondaire	ثانوي
изотоп, -ы	isotope	isotope	نظير
энергетический подуровень	energy sublevel	niveau d'énergie	مستويات تحت الطاقة
наибольший, -ая, -ое, -ие	biggest/greatest	le plus grand	الأكبر
энергия ионизации	ionization energy	énergie d'ionisation	طاقة أيونية
щелочной металл	alkali metal	métal alcalin	فلز قلوي
направленность	direction/wave	orientation	موجة
обобществлённый, -ая, -ое, -ые	same/socialized	socialisé	عمومي، مشترك
теплопроводность	thermal conductivity	conductivité thermique	موصلية حرارية
приобретать/приобрести	acquire	achat / achat	حصل على
электронная конфигурация атома	electronic configuration of the atom	configuration électronique d'un atome	الشكل الإلكتروني للذرة
порядковый, -ая, -ое, -ые	ordinal	ordinal	متسلسل
электронный, -ая, -ое, -ые	electronic	électronique	الالكتروني
квантовое число	quantum number	nombre quantique	رقم كمي
наименьший, -ая, -ее, -ие	least/smallest	le plus petit	الأصغر
завершённый, -ая, -ое, -ые	completed	complété	ممتلى، كامل
сродство к электрону	affinity for an electron	affinité électronique	ترابط الكتروني
электроотрицательность	electronegativity	électronégativité	السالبية الكهربائية
полярность	polarity	polarité	قطبية
электропроводность	electrical conductivity	conductivité électrique	موصلية كهربائية
возникать/возникнуть	arise	surgir / surgir	نشأ، قام، ظهر
смещаться/сместиться	shift/mingle	shift / shift	زاح، انزاح

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что обладает чем?

Электрон одновременно обладает свойствами и частицы и волны.

И.п. Р.п.
Что принимает значение чего?

Главное квантовое число принимает значение целых чисел.

И.п. В.п.
Что характеризует что?

Квантовые числа характеризуют состояние электрона в атоме.

И.п. Р.п.
Что характерно для чего?

Металлическая связь характерна только для металлов в твёрдом или жидком агрегатном состоянии.

Задание 2. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие основные характеристики химического элемента указаны в периодической системе элементов Д.И. Менделеева?
2. Как читается периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева?
3. Какую структуру имеет короткий вариант периодической системы Д.И. Менделеева?
4. Какое строение имеет атом?
5. Что называется изотопом?
6. Что показывают квантовые числа?
7. Сформулируйте принцип Паули.
8. Сформулируйте правило наименьшего запаса энергии.
9. Сформулируйте правило Гунда.
10. Какие виды химической связи вы знаете?
11. Что называется ковалентной связью?
12. Какие характеристики имеет ковалентная связь?
13. Что называется ионной связью?
14. Что называется электроотрицательностью?
15. Как образуется водородная связь?
16. Назовите различия между ковалентной и металлической связями.
17. Что называется степенью окисления?

Задание 3. Проанализируйте положение в периодической системе и укажите основные характеристики таких химических элементов:

Na, Ca, S, V; Au, Ni, Ra.

Задание 4. Запишите электронные конфигурации атомов следующих элементов:

K, P, Ba, Cl, Br, Cr, Co, Sn, U.

Задание 5. Определите тип связи в следующих соединениях:

O₂, NaBr, H₂O, Cl₂, KI.

Задание 6. Определите степени окисления и валентности элементов в следующих соединениях:

Na; CaCl₂; Cu₂O; H₂O₂; F₂; Fe₂O₃; HNO₃; Al₂(SO₄)₃.

Занятие 27. Контрольная работа №2.

Занятие 28. Основные классы химических соединений. Оксиды. Основания. Номенклатура, классификация и графические формулы

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

классификация	classification	classification	تصنيف
оксид, -ы	oxide	oxyde	أكسيد
гидроксид, -ы	hydroxide	hydroxyde	هيدروكسيد
кислота, -ы	acid	acide	حمض
амфотерный, -ая, -ое, -ые	amphoteric	amphotère	امفوتري: وحيد الصفات الحمضية والقلوية
номенклатура	nomenclature	nomenclature	مسميات
основания, -ие	base	les motifs	قواعد
щёлочь, -и	alkali	lcalin	القلويات
соль, -и	salt	le sel	ملح
щелочной, -ая, -ое, -ые	alkaline	alcalin	قلوي
щелочноземельный, -ая, -ое, -ые	alkaline-earth	alcalino-terreux	ارضي قاعدي
солеобразующий, -ая, -ое, -ие	salt-forming	formation de sel	مكون للأملاح
кислотность	acidity	acidité	حموضة

Обратите внимание!

И.п. Т.п. Т.п. И.п.

Что является чем? = Чем является что?

Важной характеристикой основания является его кислотность.

И.п. Т.п.

Что определяется чем?

Кислотность основания определяется количеством гидроксогрупп в молекуле основания.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Все неорганические вещества по составу делятся на простые и сложные.

Простые вещества по составу делятся на металлы и неметаллы.

Сложные вещества делятся на классы:

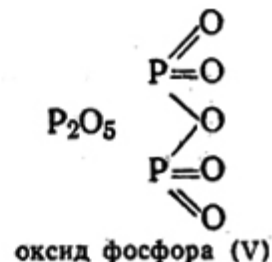
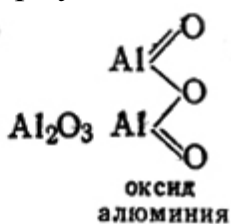
оксиды; основания; кислоты; соли.

Простые вещества	Сложные вещества
металлы (<i>Me</i>) (<i>K, Fe, Ag</i>)	оксиды (MeO^{-2} , не $Me O^{-2}$) (<i>CaO, SO₂ ...</i>)
	основания (гидроксиды) (<i>Me OH</i>) (<i>NaOH, Ca(OH)₂ ...</i>)
неметаллы (<i>неMe</i>) (<i>O₂, N₂, Cl₂, S, P...</i>)	кислоты (<i>HAc</i>) (<i>H₂SO₄, HCl ...</i>)
	соли (<i>Me Ac</i>) (<i>NaCl, AlPO₄ ...</i>)

Оксиды – это сложные вещества, которые состоят из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления –2.

В оксидах атомы кислорода соединяются только с атомами других элементов и не связаны между собой.

Графические формулы оксидов:



Название оксидов элементов, имеющих постоянную степень окисления состоит из двух слов: "оксид" + **название элемента в Р.п.**

(MgO – оксид магния)

Если элемент имеет несколько оксидов, то после названия элемента указывается его степень окисления.

MnO – оксид марганца (II)

MnO_2 – оксид марганца (IV)

Mn_2O_7 – оксид марганца (VII)

По агрегатному состоянию оксиды делятся на три группы:

твёрдые (K_2O , Al_2O_3 , P_2O_5);

жидкие (SO_3 , N_2O_4);

газообразные (CO_2 , NO_2 , SO_2).

По растворимости в воде оксиды делятся на растворимые (SO_2 , CO_2 , K_2O) и нерастворимые (CuO , FeO , SiO_2 , Al_2O_3).

Оксиды имеют различный цвет, например: оксид меди (II) CuO – чёрного, оксид никеля (II) NiO – зелёного, оксид кальция CaO – белого цвета.

Оксиды, которые при химических реакциях образуют соли, называются солеобразующими (CO_2 , SO_3 , CaO , Al_2O_3). Таких оксидов большинство.

Оксиды, которые при химических реакциях не образуют соли, называются несолеобразующими (SiO , NO , N_2O). Их очень мало.

По химическим свойствам солеобразующие оксиды разделяются на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды – это оксиды металлов в степени окисления +1, +2.

Например: металлы группы IA: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , Fr_2O ;

металлы группы IIA (кроме Be): MgO , CaO , SrO , BaO , RaO ;

металлы в низших степенях окисления: CrO , MnO , Cu_2O , FeO .

Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов, а также металлов в степени окисления +5, +6, +7.

Например: SO_2 , SO_3 , CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , CrO_3 .

$V_2^{+5}O_5$, $Cr^{+6}O_3$, $Mn_2^{+7}O_7$

Амфотерные оксиды – это оксиды металлов в степени окисления +3, +4. Исключение BeO , ZnO , CuO .

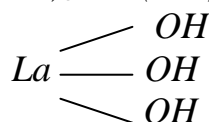
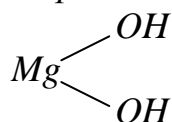
Например: Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 .

MnO_2 , SnO_2 , PbO_2 .

Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
активный металл+кислород $Me^{+1+2}O$	неметалл+кислород; металл с высокой валентностью+кислород $Me^{+5+6+7}O$	$Me^{+3+4}O$ металл+кислород Искл. CuO, BeO, ZnO
Na_2O, CaO, Cu_2O	$CO_2, SO_3, N_2O_5, Mn_2O_7$	Al_2O_3, Fe_2O_3, MnO_2
основным оксидам соответствуют основание Например: Na_2O соответствует $NaOH$; CuO соответствует $Cu(OH)_2$	кислотным оксидам соответствуют кислоты Например: CO_2 соответствует H_2CO_3 ; N_2O_5 соответствует HNO_3	амфотерным оксидам соответствуют и основания, и кислоты Например: ZnO соответствует основание $Zn(OH)_2$ и кислота H_2ZnO_2

Основания – это сложные вещества, которые состоят из атома металла (Me) и гидроксогрупп (OH).

Например: $NaOH, Mg(OH)_2, La(OH)_3, Ca(OH)_2$.



Название основания состоит из слов "гидроксид" + название металла в Р.п.

KOH – гидроксид калия.

$Ba(OH)_2$ – гидроксид бария.

Если металл образует несколько гидроксидов, то указывают степень его окисления римской цифрой в скобках:

$Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II);

$Fe(OH)_3$ – гидроксид железа (III).

Кислотность основания определяется количеством гидроксогрупп в молекуле основания

$NaOH, KOH, NH_4OH$ – однокислотные основания;

$Ca(OH)_2, Ba(OH)_2$ – двухкислотные основания;

$Bi(OH)_3, La(OH)_3$ – трёхкислотные основания;

$Th(OH)_4$ – четырёхкислотное основание;

5 и 6-кислотные основания неизвестны.

Основания – это твёрдые вещества, кроме гидроксида аммония (NH_4OH).

Основания имеют разный цвет: гидроксид калия KOH – белого цвета, гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$ – голубого, гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$ – красно-бурого- цвета.

По растворимости в воде основания делятся на две группы: нерастворимые (Н) ($Fe(OH)_3, Cu(OH)_2$) и растворимые в воде (Р) ($KOH, NaOH, Ba(OH)_2$), или щелочи. Некоторые растворимые в воде основания называются едкими щелочами.

Например: $NaOH$ – едкий натр, KOH – едкое кали.

Определить растворимость (Р) оснований в воде можно определить по таблице растворимости.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. На какие две группы делятся вещества?
2. На какие две группы делятся простые вещества?
3. На какие классы делятся сложные вещества?
4. Какие вещества называются оксидами?
5. Как образуется название оксидов?
6. На какие группы делятся оксиды по растворимости в воде?
7. Какие оксиды называются солеобразующими?
8. На какие группы делятся солеобразующие оксиды?
9. Какие оксиды называют основными?
10. Какие оксиды называют кислотными?
11. Какие оксиды называют амфотерными?
12. Какие вещества называют основаниями?
13. Как образуют название оснований?
14. Что называется кислотностью основания?

Упражнение 2. Назовите следующие оксиды и запишите их графические формулы:

CaO , Cu_2O , CrO_3 , Mn_2O_7 , CO , N_2O_5 , FeO , Al_2O_3 .

Упражнение 3. Назовите следующие основания и запишите их графические формулы:

NaOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Th}(\text{OH})_4$.

Занятие 29. Кислоты. Состав, названия, графические формулы

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

замещение	substitution	substitution	تعويض
замещать	replace/to substitute	pour remplacer	عوض، حل محل
кислородсодержащий, -ая, -ее, -ие	oxygen-containing/oxichemical	contenant de l'oxygène	محتوي على الأكسجين
бескислородный, -ая, -ое, -ые	anoxic	sans oxygène	عديم الأكسجين
гидрат, -ы	hydrate	hydrater	هيدرات
соответствующий, -ая, -ее, -ие	appropriate	approprié	مطابق، موافق، مناظر
основность	basicity	basicité	قاعدية
кислотный остаток	acidic residue	résidu acide	راسب(قراءة) حمضية

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что замещается чем?

Водород кислоты при химических реакциях замещается металлом.

И.п. В.п.

Что предоставляет собой что?

Кислородсодержащие кислоты предоставляют собой гидраты оксидов неметаллов.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Кислоты – это сложные вещества, которые состоят из атомов водорода (*H*) и кислотных остатков (*Ac*).

Кислоты бывают твёрдыми (например, ортофосфорная кислота H_3PO_4 , борная кислота H_3BO_3 , йодная кислота HIO_4) и жидкими (например, серная кислота H_2SO_4 , азотная кислота HNO_3). Большинство кислот растворяется в воде.

Некоторые кислоты являются растворами газов в воде (например, HCl – хлороводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота).

По содержанию кислорода все кислоты делятся на две группы: бескислородные и кислородсодержащие.

Запомните названия важнейших кислот

Бескислородные кислоты		Кислородсодержащие кислоты	
HF	фтороводородная кислота	H_2SO_4	серная кислота
HCl	хлороводородная (соляная) кислота	H_2SO_3	сернистая кислота
HBr	бромоводородная кислота	HNO_3	азотная кислота
HI	иодоводородная кислота	HNO_2	азотистая кислота
H_2S	сероводородная кислота	H_2CO_3	угольная кислота
		H_3PO_4	ортофосфорная кислота

Бескислородные кислоты предоставляют собой водные растворы водородных соединений неметаллов VI и VII групп периодической системы элементов Д.И.Менделеева. Например: H_2S ; H_2Se ; H_2Te ; HCl ; HF ; HBr ; HI , а также HCN – синильная кислота и $HSCN$ – роданистая кислота.

Кислородсодержащие кислоты предоставляют собой гидраты оксидов неметаллов или металлов в высшей степени окисления. Например, H_2SO_4 – серная кислота, HNO_3 – азотная кислота.

Названия кислот составляют из названия элемента + слово "водородная" (бескислородная кислота) или с соответствующим суффиксом (кислородсодержащая кислота).

Например: HCl – хлороводородная кислота;

HBr – бромоводородная кислота;

H_2S – сероводородная кислота;

H_2SO_4 – серная кислота;

H_2SO_3 – сернистая кислота;

HNO_3 – азотная кислота;

H_3PO_4 – ортофосфорная кислота.

Некоторые кислоты имеют ещё и тривиальные (исторические) названия HCl – соляная кислота, H_2CO_3 – угольная кислота, HCN – синильная кислота, $HSCN$ – роданистая кислота, CH_3COOH – уксусная кислота. Важной характеристикой кислоты является её основность.

Основность кислоты – это число атомов водорода, способных замещаться атомами металла с образованием соли:

HCl , HBr , HNO_3 , CH_3COOH – одноосновные кислоты;

H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3 – двухосновные кислоты;

H_3PO_4 , H_3AsO_4 – трёхосновные кислоты.

После отрыва от молекулы кислоты одного или нескольких атомов водорода остаются отрицательно заряженные группы атомов или одиночные атомы (отрицательные ионы – кислотные остатки).

Такие группы атомов называются кислотными остатками.

Кислоты (HA)		Кислотные остатки (A^-)	
Формула	Название	Формула	Название
HF	фтороводородная	F^-	фторид
HCl	хлороводородная	Cl^-	хлорид
HBr	бромоводородная	Br^-	бромид
HI	йодоводородная	I^-	йодид
H_2S	сероводородная	HS^- S^{2-}	гидросульфид сульфид
H_2SO_3	сернистая	HSO_3^- SO_3^{2-}	гидросульфит сульфит
H_2SO_4	серная	HSO_4^- SO_4^{2-}	гидросульфат сульфат
HNO_2	азотистая	NO_2^-	нитрит
HNO_3	азотная	NO_3^-	нитрат
H_2CO_3	угольная	HCO_3^- CO_3^{2-}	гидрокарбонат карбонат
H_3PO_4	фосфорная (ортофосфорная)	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	дигидрофосфат гидрофосфат фосфат (ортофосфат)

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие соединения называются кислотами?
2. Чем определяется основность кислоты?
3. Как делятся кислоты по составу?
4. Как делятся кислоты по основности?
5. Что такое кислотный остаток?
6. Как образуют названия кислот?

Упражнение 2. Назовите следующие кислоты и запишите их графические формулы:

H_2S , HCl , H_2CO_3 , HNO_2 , $HClO_4$.

Занятие 30. Соли. Состав, названия, графические формулы.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

соль кислая	acidic salt	sel aigre	ملح حامضي
соль средняя	neutral salt	le sel est moyen	ملح متعادل
соль основная	basic salt	sel basique	ملح قاعدي
соль комплексная	complex salt	sel complexe	ملح مركب
соль двойная	mixed salt	double sel	ملح مزدوج

Обратите внимание!

И.п. Р.п. Р.п. И.п.

Что входит в состав чего? = В состав чего входит что?

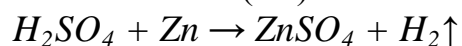
В состав комплексных солей входят комплексные ионы.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

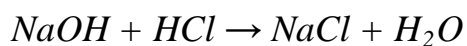
Текст

Соли – это продукты замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп оснований кислотными остатками.

Соли – это сложные вещества, которые состоят из атома металла (Me) и кислотного остатка (Ac).



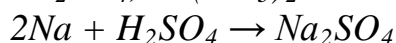
соль
сульфат цинка



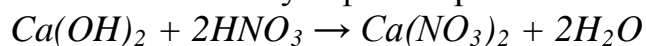
соль
хлорид натрия

Различают средние, кислые, основные, двойные и комплексные соли.

Средняя соль – это продукт полного замещения водорода кислоты металлом.

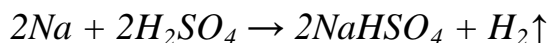


сульфат натрия



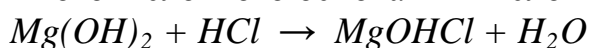
нитрат кальция

Кислая соль – продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом.



гидросульфат натрия

Основная соль – это продукт неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания кислотными остатками.



хлорид
гидроксомагния

Двойные соли образуются если атомы водорода в кислоте замещаются разными металлами.

Двойные соли существуют только в твёрдом состоянии.



Комплексные соли – это соли, в состав которых входят комплексные ионы.

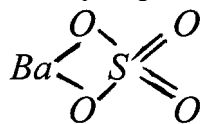


Соли – твёрдые кристаллические вещества. Характеризуются разным цветом и растворимостью в воде.

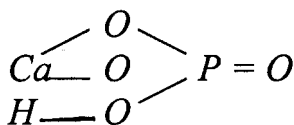
Название соли состоит из названия кислотного остатка (в именительном падеже) и названия остатка основания (в родительном падеже) без слова "ион".

Например: $NaCl$ хлорид натрия $Na - Cl$

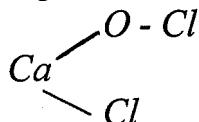
$BaSO_4$ – сульфат бария



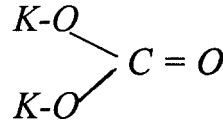
$CaHPO_4$ – гидрофосфат кальция



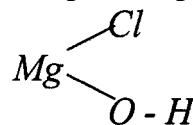
$Ca(OCl)Cl$ – хлорид гипохлорит кальция



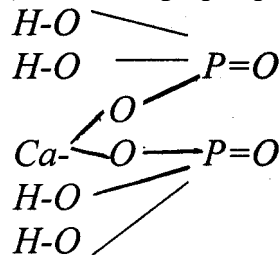
K_2CO_3 – карбонат калия



$MgOHCl$ – хлорид гидроксомагния



$Ca(H_2PO_4)_2$ – дигидрофосфат кальция



Существует правило составления формул солей:

Абсолютная величина произведения заряда остатка основания на число остатков основания равна абсолютной величине произведения заряда кислотного остатка на число кислотных остатков.

$$K_x^m A_y^n$$

$$m \cdot x = n \cdot y$$

где K – остаток основания,

m – заряд остатка основания,

x – число остатков основания,

A – кислотный остаток,

n – заряд кислотного остатка,

y – число кислотных остатков.

Например: $Ca_x^{+2} (NO_3)_y^{-1}$

$$2x = 1y; \quad x = 1; \quad y = 2;$$



Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие соединения называются солями?
2. Какие виды солей называются средними?
3. Какие виды солей называются кислыми?
4. Какие виды солей называются основными?
5. Как образуют названия солей?

Упражнение 2. Определите к какому виду солей относятся соли, формулы которых написаны ниже.

$FeOHCl$, $NaHS$, $BiOHSO_4$, $CaCO_3$, $MgCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$.

Упражнение 3. Напишите названия и графические формулы таких солей:

$NaNO_3$, $FeCl_3$, K_2SO_4 , K_2HPO_4 , $MgCl_2$, FeS , $NaBr$, $Al_2(SO_4)_3$.

Упражнение 4. Составьте формулы таких солей: дигидрофосфат калия, хлорид железа (III), сульфат гидрокси-алюминия, сульфид натрия, бромид кальция, сульфит калия, гидрокарбонат натрия, нитрит кальция, дигидрофосфат алюминия.

Занятие 31. Свойства и получение оксидов.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

солеобразующий оксид	salt-forming oxide	oxyde formant du sel	اكسيد مكون للأملح
несолеобразующий оксид	non-salt-forming oxide	oxyde non-formateur	اكسيد غير مكون للأملح
основной оксид	basic oxide	oxyde de base	اكسيد قاعدي
кислотный оксид	acidic oxide	oxyde d'acide	اكسيد حامضي
амфотерный оксид	amphoteric oxide	oxyde amphotère	اكسيد متعادل
разложение	decomposition	décomposition	انحلال، تفكك، تحلل
щелочной металл	alkali metal	lcalin	فلز قلوي
щелочноземельный металл	alkaline earth metal	métal alcalino-terreux	فلز ارضي قاعدي

Обратите внимание!

И.п. Д.п. Д.п. И.п.
Что относится к чему? = К чему относится что?
К кислотным оксидам относятся оксиды неметаллов.
И.п. Т.п.
Что взаимодействует с чем?
Основные оксиды взаимодействуют с водой.
И.п. Т.п.
Что реагирует с чем?
Основные оксиды реагируют с водой.
И.п. Т.п.
Что вступает в реакцию с чем?
Основные оксиды вступают в реакцию с водой.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

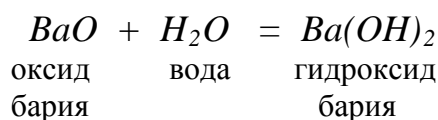
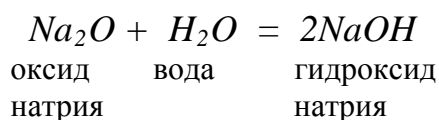
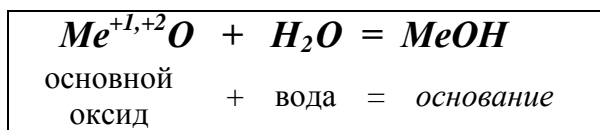
Текст

По химическим свойствам солеобразующие оксиды разделяются на основные, кислотные и амфотерные.

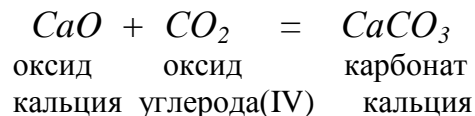
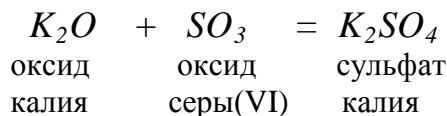
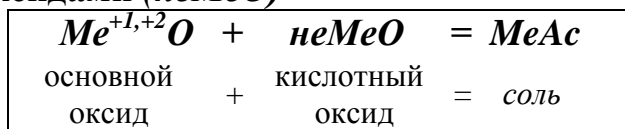
Химические свойства основных оксидов ($Me^{+I,+2}O$)

Основные оксиды взаимодействуют (реагируют, вступают в реакцию):

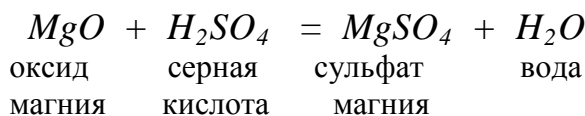
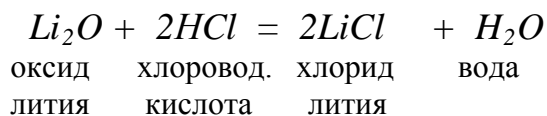
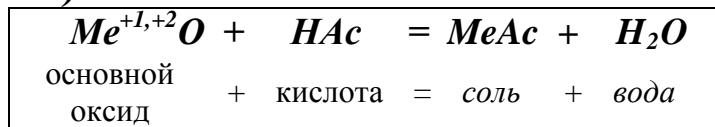
1) с водой (H_2O)



2) с кислотными оксидами ($neMeO$)



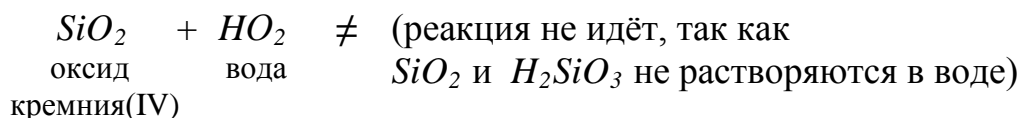
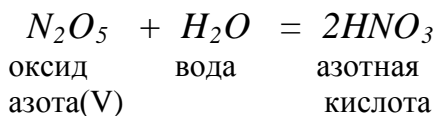
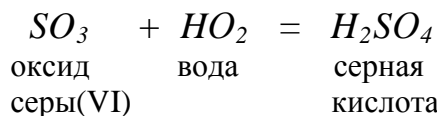
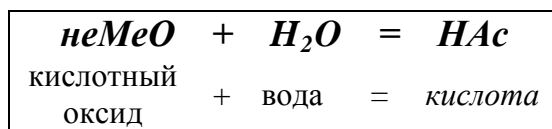
3) с кислотами (HAc)



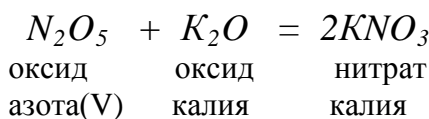
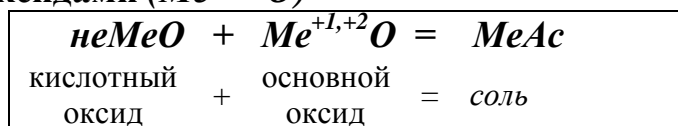
Химические свойства кислотных оксидов ($neMeO$)

Кислотные оксиды взаимодействуют:

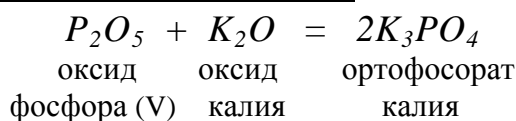
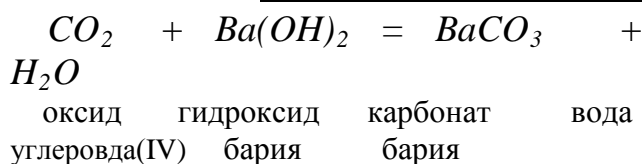
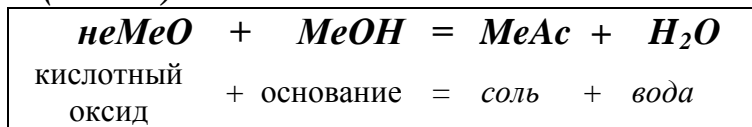
1) с водой (H_2O)



2) с основными оксидами ($Me^{+I,+2}O$)



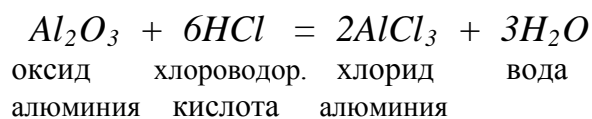
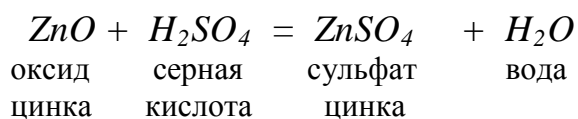
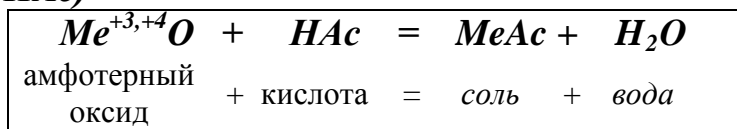
3) с основаниями ($MeOH$)



Химические свойства амфотерных оксидов ($Me^{+3,+4}O$)

Амфотерные оксиды взаимодействуют:

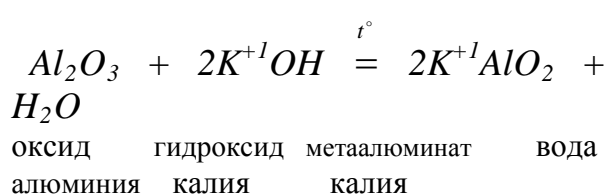
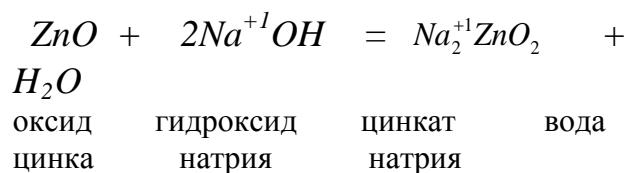
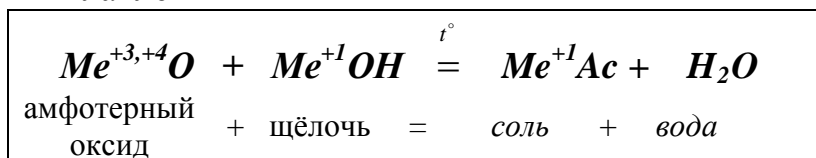
1) с кислотами (HAc)



2) с основаниями ($MeOH$)

со щёлочами

при нагревании – плавлении



Получение оксидов

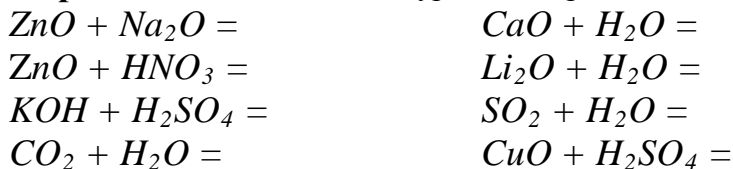
металл + кислород неметалл	$Me + O_2 = MeO^{-2}$ $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ оксид алюминия $2Cu + O_2 = 2CuO$ оксид меди (II) $neMe + O_2 = neMeO^{-2}$ $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$ оксид фосфора (V) $C + O_2 = CO_2$ оксид углерода (IV)
Разложение: оснований	$MeOH \xrightarrow{t^\circ} MeO + H_2O$ $Ca(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CaO + H_2O$ оксид кальция
кислот	$HAc \xrightarrow{t^\circ} neMeO + H_2O$ $2H_2PO_4 = P_2O_5 + 3H_2O$ оксид фосфора (V)
солей	$MeAc \xrightarrow{t^\circ} MeO + H_2O$ $BaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} BaO + H_2O$ оксид бария

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие химические свойства имеют:
 - а) основные оксиды;
 - б) кислотные оксиды;
 - в) амфотерные оксиды.
2. Какими способами можно получить оксиды?

Упражнение 2. Закончите уравнения реакций.



Упражнение 3. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода (IV):



Упражнение 4. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид цинка:



Упражнение 5. Сколько граммов гидроксида железа (III) надо разложить, чтобы получить 0,95г оксида железа III?

Занятие 32. Свойства и получение оснований. Амфотерные гидроксиды

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

индикатор, -ы	indicator	indicateur	كاشف
фенолфталеин	phenolphthalein	phénolphthaléine	فينول فتالين
кислая среда	acidic medium	environnement acide	وسط حامضي
щелочная среда	alkaline medium	milieu alcalin	وسط قلوي
лакмус	litmus	tournesol	لتموس: مادة تستعمل في ورق عباد الشمس
метилоранж	methylorange	méthyl orange	صبغ ميثيلي برتقالي
нейтральная среда	neutral environment	environnement neutre	متعادل
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique	انحلال الكتروليتي

Обратите внимание!

В.п. Т.п.

Что можно выразить чем?

Диссоциацию амфотерных гидроксидов можно выразить уравнением.

И.п. Т.п.

Что объясняется чем?

Общие свойства оснований объясняются наличием в их растворах анионов OH^- .

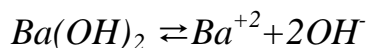
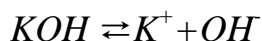
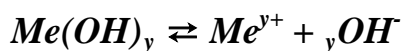
Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Химические свойства оснований

Общие свойства оснований объясняются наличием в их растворах анионов OH^- , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул оснований:

1. Основания диссоциируют:

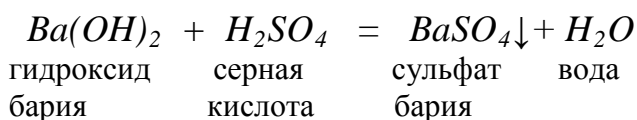
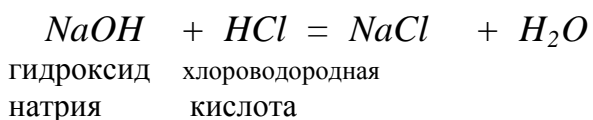
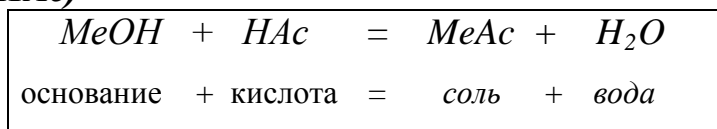


2. Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов.

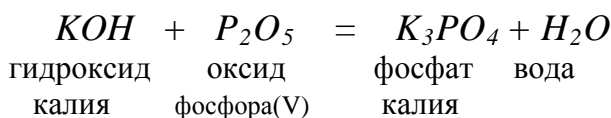
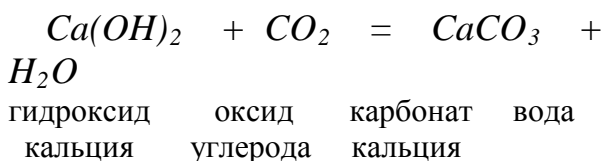
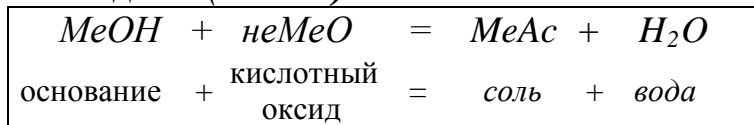
Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в растворе щелочи ($\text{pH} > 7$)
лакмус	фиолетовый	синий
фенолфталеин	бесцветный	малиновый
метилоранж	оранжевый	жёлтый

3. Основания взаимодействуют (= реагируют = вступают в реакцию):

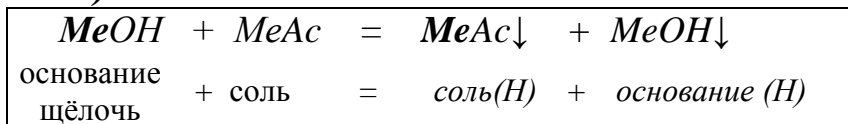
а) с кислотами (HAc)



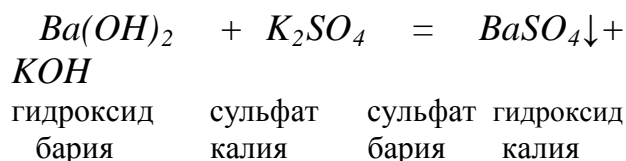
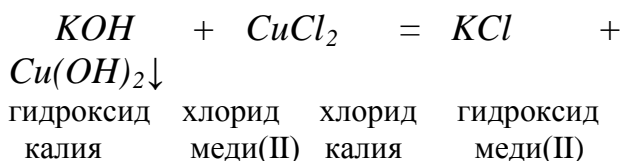
б) с кислотными оксидами (неMeO)



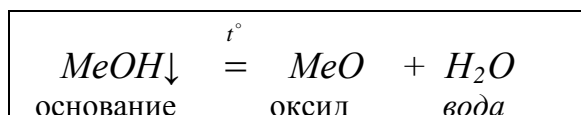
в) с солями (MeAc)



(нерастворимая соль или
нерастворимое основание)



4. При нагревании нерастворимые основания разлагаются на оксид металла и воду.



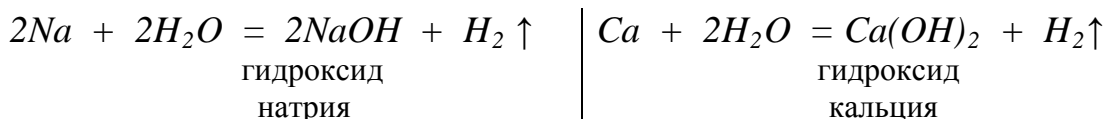
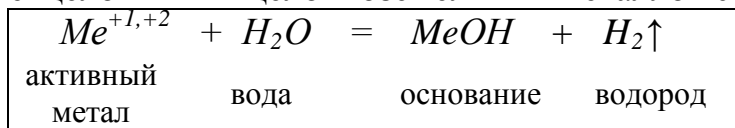
(H)	металла
-----	---------



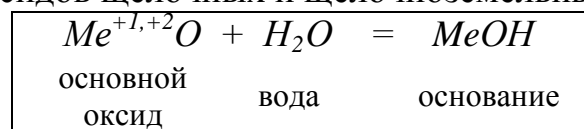
Основания получают разными способами

1. Растворимые основания:

а) взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой.

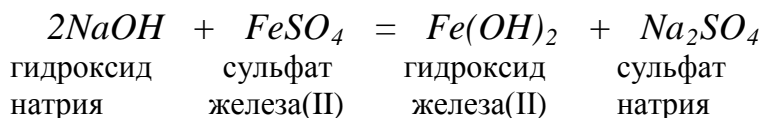
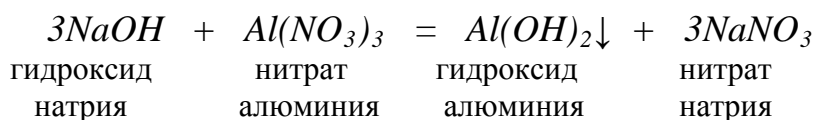
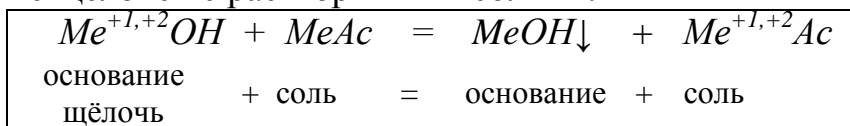


б) взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой.



2. Нерастворимые основания:

взаимодействие щелочей с растворимыми солями:



Амфотерные гидроксиды, их свойства

Амфотерные гидроксиды – это гидроксиды, которые могут взаимодействовать и с кислотами и с основаниями, образуя при этом соли.

Например: $Zn(OH)_2$ – гидроксид цинка;

$Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия;

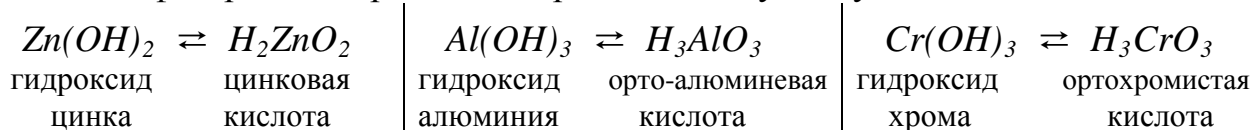
$Cr(OH)_3$ – гидроксид хрома (III).

Гидроксиды, которые в зависимости от условий проявляют свойства кислот или оснований, называются амфотерными гидроксидами $Zn(OH)_2$; $Be(OH)_2$; $Al(OH)_3$; $Cr(OH)_3$; ...

Все амфотерные гидроксиды – твёрдые вещества, которые не растворяются в воде. Как правило, амфотерные гидроксиды имеют белый цвет.

В нейтральной среде амфотерные гидроксиды практически не растворяются и не диссоциируют на ионы.

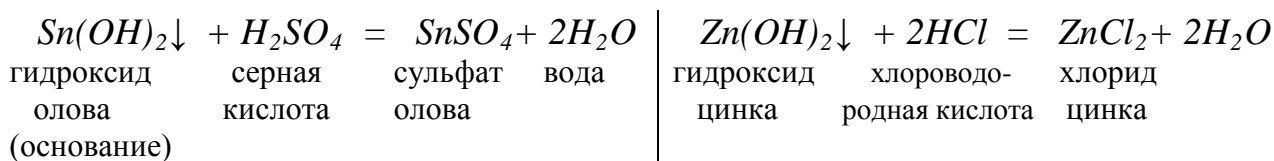
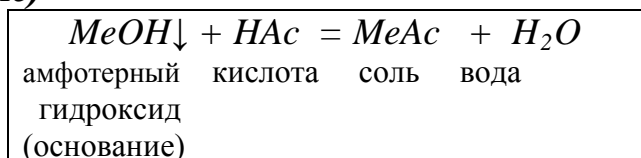
В амфотерных гидроксидов в реакцию могут вступать ионы H^+ и OH^- :



Химические свойства

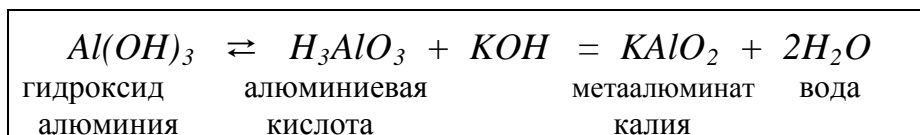
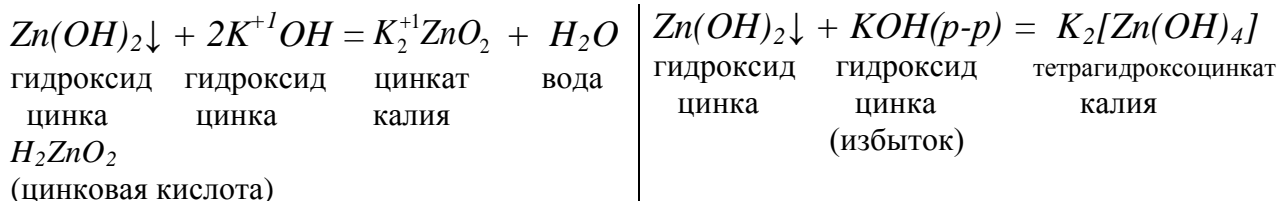
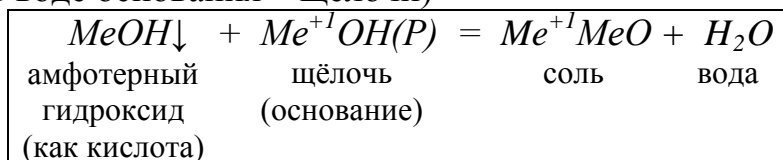
Амфотерные гидроксиды взаимодействуют:

1) с кислотами (HAc)

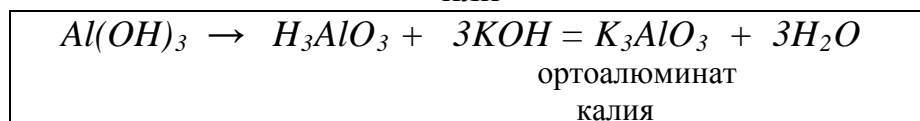


2) со щелочами ($MeOH$) (P)

(растворимые в воде основания – щёлочи)



или

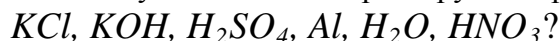


Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие химические свойства имеют основания?
2. Что такое реакция нейтрализации? Приведите примеры.
3. Какими способами получают основания?
4. Какие физические свойства имеют амфотерные гидроксиды?
5. Как амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами? Приведите примеры.
6. Как амфотерные гидроксиды взаимодействуют со щелочами? Приведите примеры.

Упражнение 2. С какими из следующих веществ реагирует гидроксид цинка:



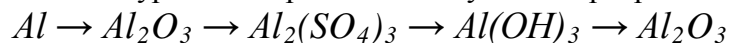
Напишите уравнения реакций.

Упражнение 3. С какими из следующих веществ будет реагировать гидроксид калия:



Напишите уравнение соответствующих реакций.

Упражнение 4. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



Занятие 33. Свойства и получение кислот

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

концентрированный,	concentration	concentré	مُرَكَّز
разбавленный, -ая, -ое, -ые	dilute	dilué	مُخَفَّف
электрохимический ряд напряжений металлов	electrochemical series of metal stresses	électrochimique gamme de contraintes métalliques	متسلسلة كهروكيميائية الإجهادات (شدة) الفلزات
обусловить	condition	conditionner	أَوْجِب، اِشْتَرَط
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique	إِنْحِلَال إِلِكْتْرُولِيْتِي

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что обусловлено чем?

Общие свойства кислот в водных растворах обусловлены присутствием ионов H^+ .

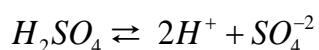
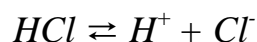
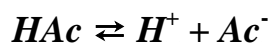
Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Химические свойства кислот

Общие свойства кислот в водных растворах обусловлены присутствием ионов H^+ , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул кислот.

1. Кислоты диссоциируют:

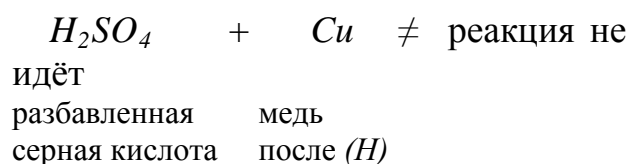
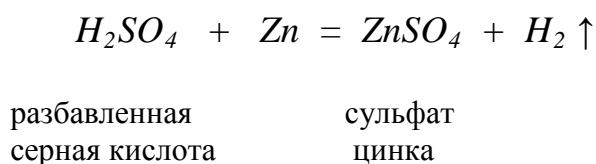
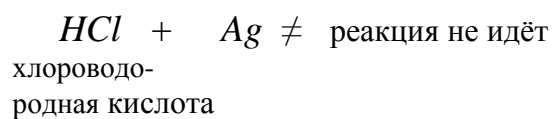
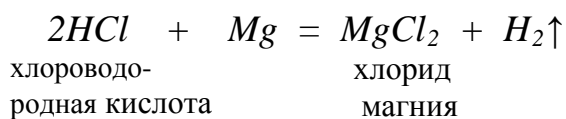
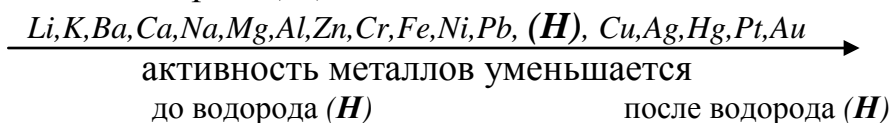


2. Кислоты изменяют цвет индикаторов.

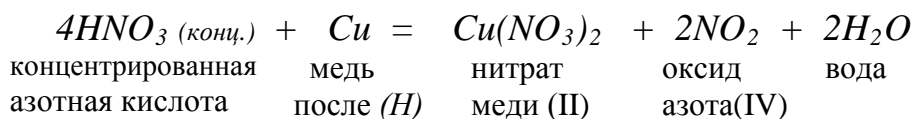
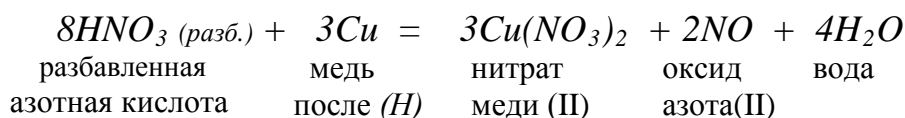
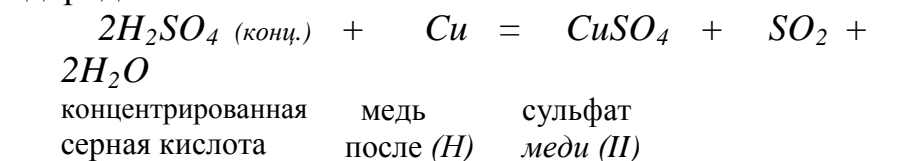
Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в растворе кислоты ($pH < 7$)
лакмус	фиолетовый	красный
метилоранж	оранжевый	красный
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный

3. Кислоты взаимодействуют (= реагируют = вступают в реакцию):

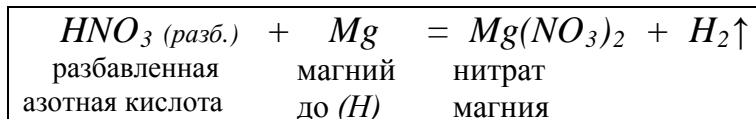
а) с металлами (*Me*), которые находятся в электрохимическом ряду напряжений слева от водорода (*H*).



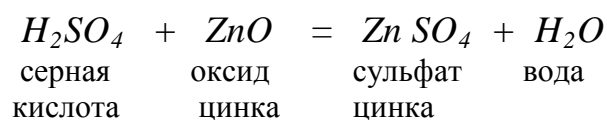
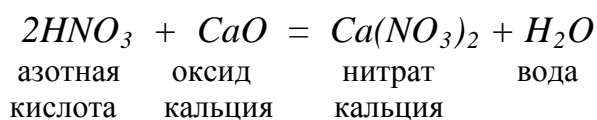
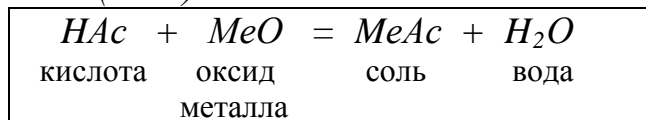
Концентрированная серная кислота *H*₂*SO*₄ и азотная кислота *HNO*₃ любой концентрации проявляют особые свойства в реакциях с металлами – не выделяют водород.

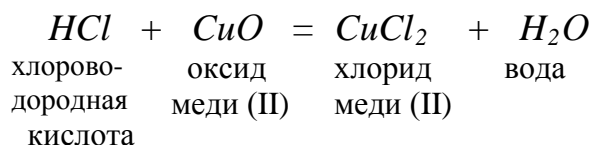


Исключение!

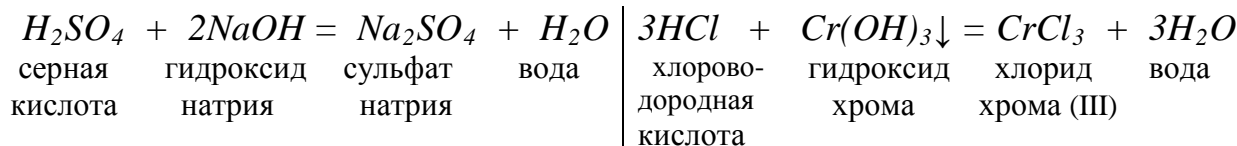
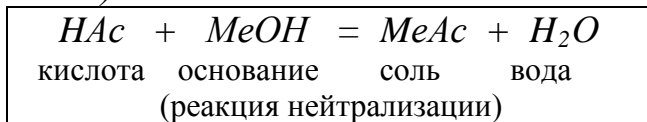


б) с оксидами металлов (*MeO*)

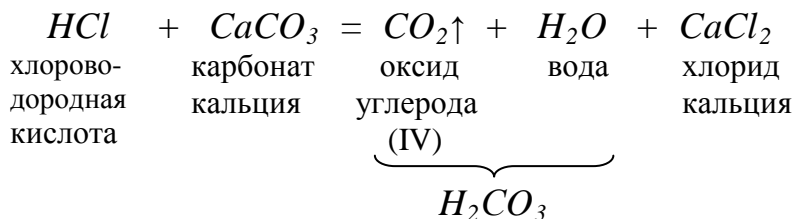
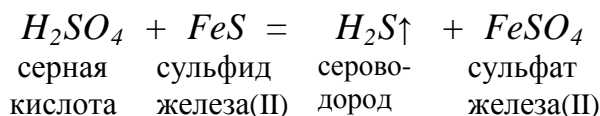
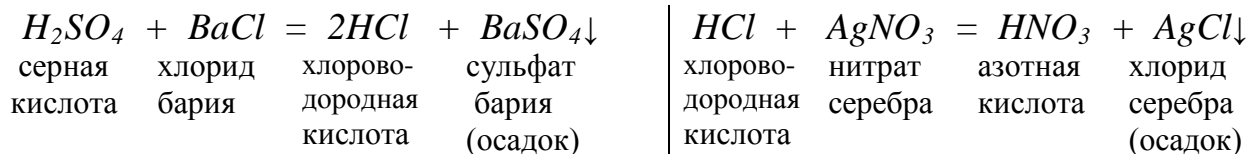
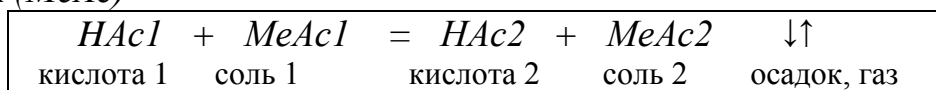




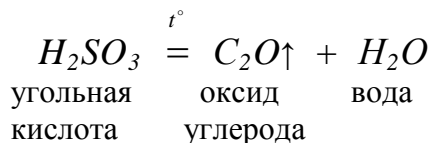
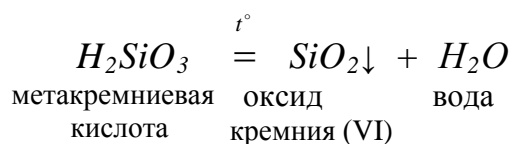
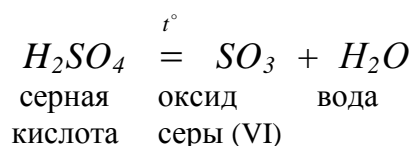
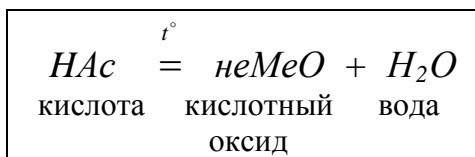
в) с основаниями (MeOH)



г) с олями (MeAc)

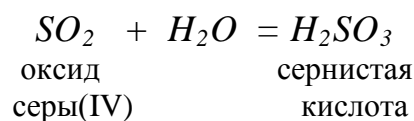
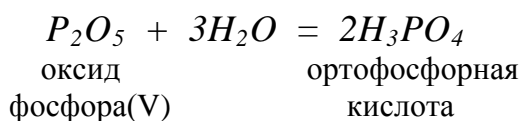
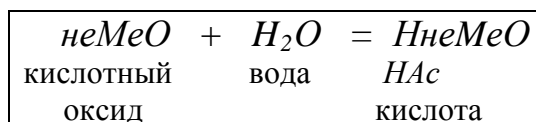


4. При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и кислотный оксид.

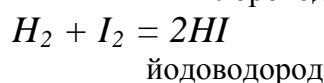
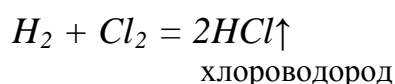
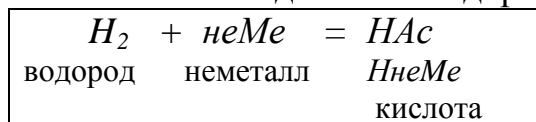


Получение кислот

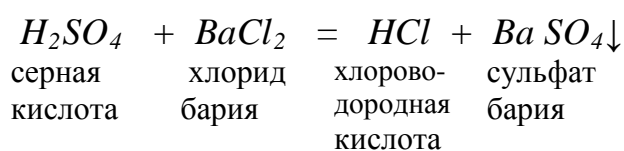
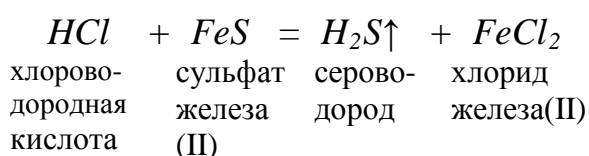
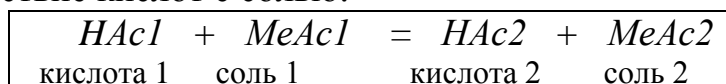
1. Кислородсодержащие кислоты. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



2. Бескислородные кислоты. Взаимодействие водорода с неметаллами:



3. Взаимодействие кислот с солью:



Задание 3. Выполните упражнения.

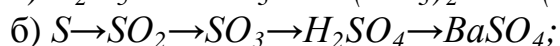
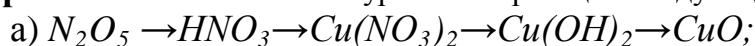
Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Чем обусловлены общие свойства всех кислот?
2. Как кислоты изменяют цвет индикаторов?
3. Что такое реакция нейтрализации?
4. Как кислоты взаимодействуют с оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами? Приведите примеры.
5. Как кислоты взаимодействуют с солями? Приведите примеры.
6. Как кислоты взаимодействуют с металлами? Приведите примеры.
7. Какие способы получения кислот вы знаете?

Упражнение 2. С какими из следующих веществ будет реагировать разбавленная серная кислота?

$Ag, NaNO_3, Ca, Pb(NO_3)_2, Au, Al(OH)_3, Fr$?

Упражнение 3. Напишите уравнения реакций следующих превращений.



Упражнение 4. Сколько граммов ортофосфорной кислоты получается при растворении 284г оксида фосфора (V) в воде?

Упражнение 5. Напишите уравнения реакций между:

- а) гидроксидом кальция и хлороводородной кислотой;

- б) азотной кислотой и гидроксидом цинка;
в) серной кислотой и гидроксидом меди (II).

Занятие 34. Лабораторная работа №1.

Правила работы в химической лаборатории и техника безопасности. Химическая посуда и оборудование.

Занятие 35. Лабораторная работа №2.

Получение и свойства оксидов и оснований.
Амфотерные гидроксиды.

Занятие 36. Лабораторная работа №3.

Получение и свойства кислот и солей

Занятие 37. Свойства и получение солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

вытеснять/вытеснить	displace	chasser	طرد، أزاح، أخرج، حل محل
диссоциировать	dissociate	dissocier	حلل، فكك
важнейший, -ая, -ое, -ие	the most important	le plus important	الأكثر أهمية (الأهم)
окислительный, -ая, -ое, -ые	oxidative	oxydatif	مؤكسد، تأكسدي
превращения	transformations	transformations	تحول
единство	unity	l'unité	إتحاد، وحدة
свидетельствовать	testify	témoigner	دل على، شهد بـ
взаимный, -ая, -ее, -ые	mutual	mutuelle	متبادل، تبادلي

Обратите внимание!

И.п. П.п.
Что свидетельствует о чём?

Взаимная связь между соединениями и их превращениями свидетельствует о единстве элементарного состава вещества.

И.п. П.п.
Что основано на чём?

Генетическая связь между классами неорганических соединений основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса.

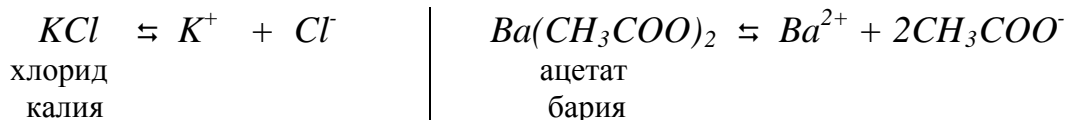
Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

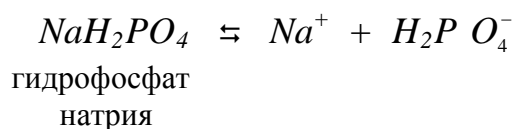
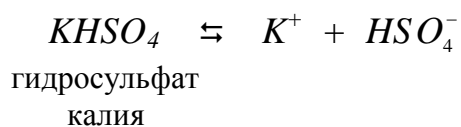
Химические свойства солей

1. Растворимые соли в водных растворах диссоциируют на ионы:

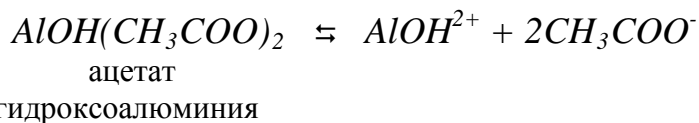
а) средние соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков



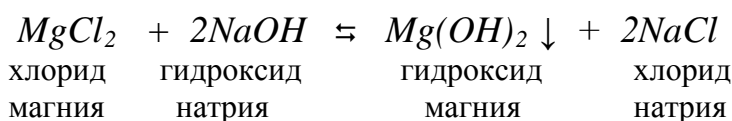
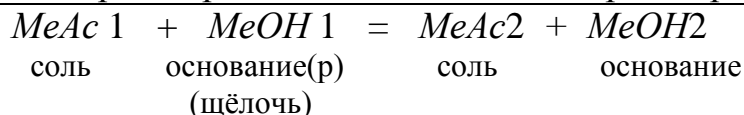
б) кислые соли диссоциируют на катионы металла и сложные анионы



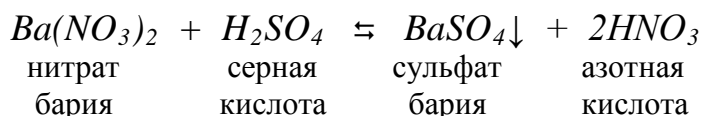
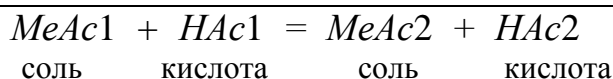
в) основные соли диссоциируют на сложные катионы и анионы кислотных остатков



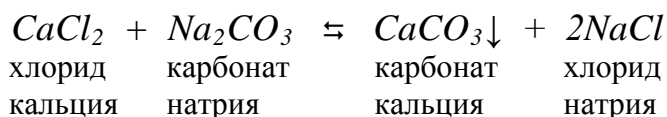
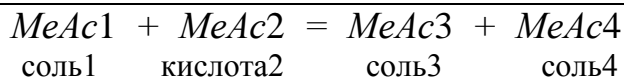
2. Растворы солей взаимодействуют со щелочами с образованием новой соли и нового нерастворимого основания или нерастворимой соли



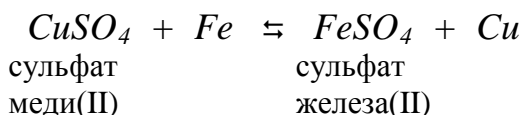
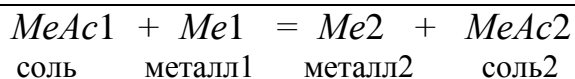
3. Соли взаимодействуют с кислотами, при этом образуется: новая кислота и новая соль



4. Соли взаимодействуют между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок.



5. Соли могут взаимодействовать с металлами с образованием новой соли и нового металла. Данный металл может вытеснять из раствора соли только те металлы, которые находятся правее его в электрохимическом ряду напряжений.



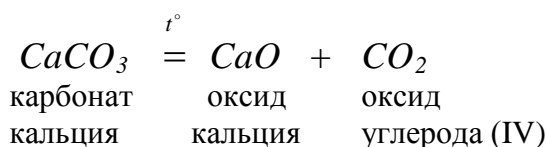
Железо вытесняет медь из раствора соли меди, потому что железо более активный металл, чем медь.

$FeSO_4 + Cu \neq$ реакция не идёт.

6. Некоторые соли разлагаются при нагревании



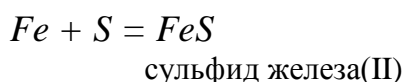
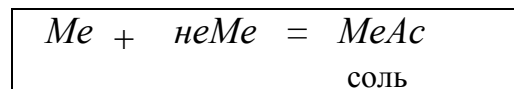
соль	основной оксид	кислотный оксид
------	-------------------	--------------------



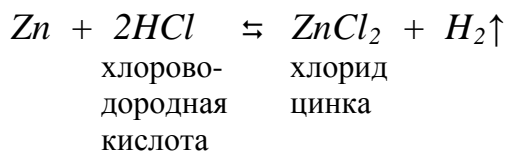
Все способы получения солей основаны на химических свойствах важнейших классов неорганических соединений.

Соли можно получить такими способами:

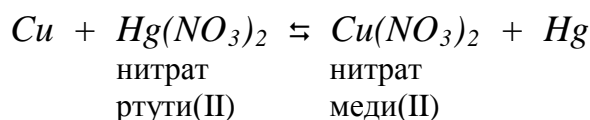
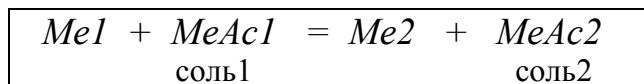
1. При взаимодействии металла с неметаллом.



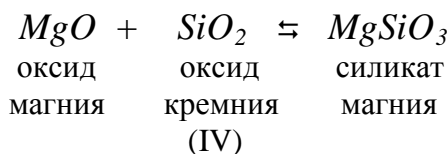
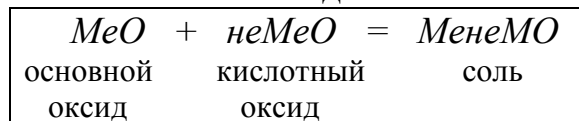
2. При взаимодействии металлов с кислотами. Водород выделяется при взаимодействии металлов со всеми кислотами, кроме азотной кислоты (HNO_3) и концентрированной серной кислоты (H_2SO_4).



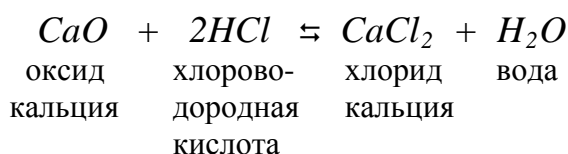
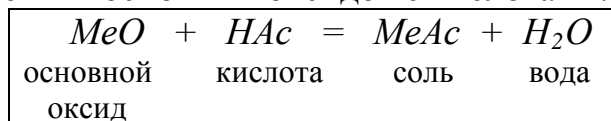
3. При взаимодействии металлов с солями.



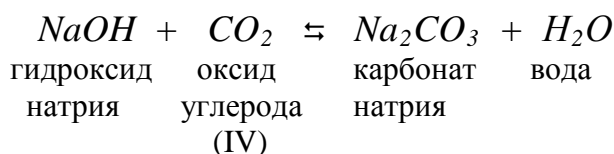
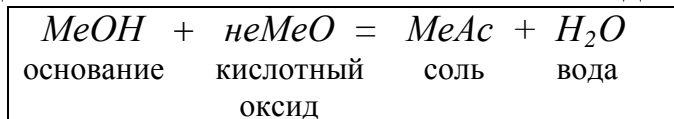
4. При взаимодействии основных оксидов с кислотными оксидами.



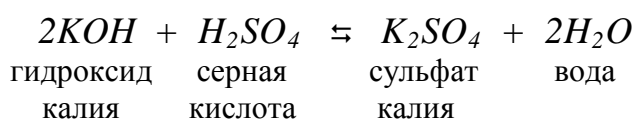
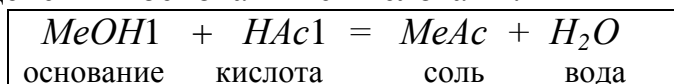
5. При взаимодействии основных оксидов с кислотами.



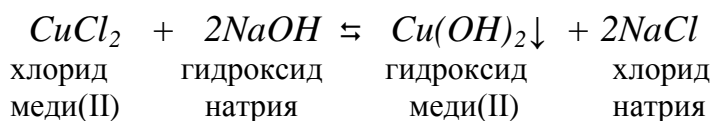
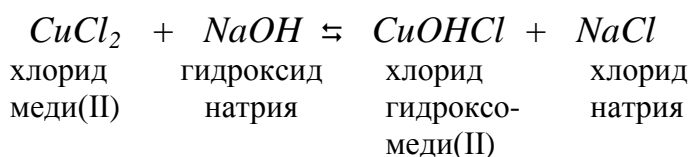
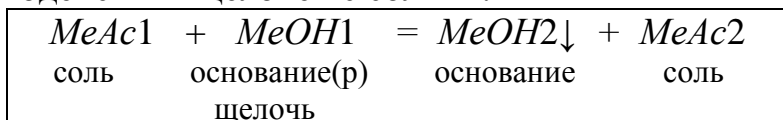
6. При взаимодействии оснований с кислотными оксидами.



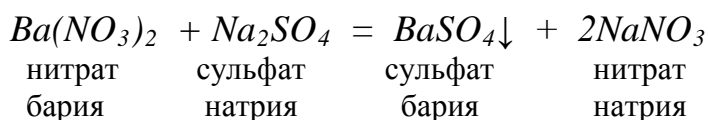
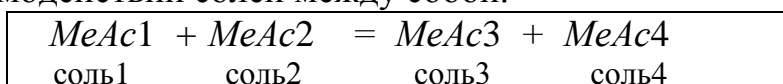
7. При взаимодействии оснований с кислотами.



8. При взаимодействии щелочей с солями.



9. При взаимодействии солей между собой.



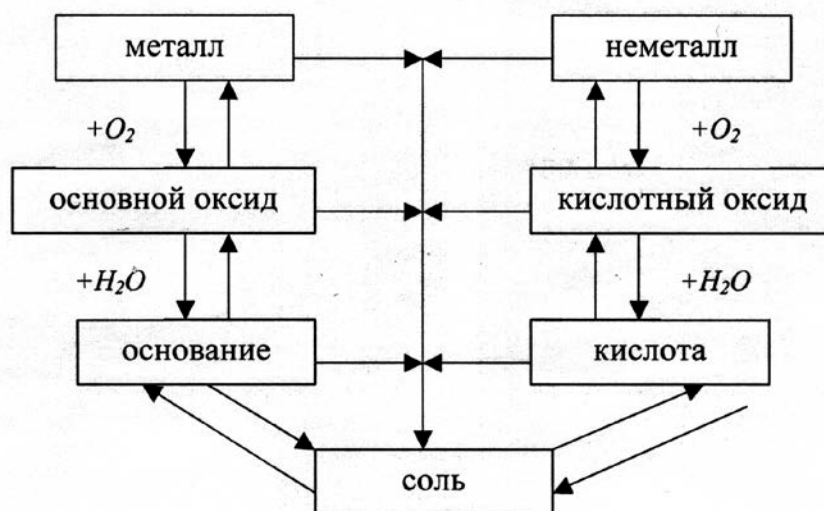
Между химическими соединениями существует генетическая связь.

связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется **генетической**.

Из простых веществ можно получить сложные вещества.

Из сложных веществ можно получить простые вещества.

Взаимная связь между соединениями и их превращениями свидетельствует о единстве элементарного состава вещества.



Задание 3. Выполните упражнения.

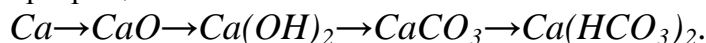
Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Как диссоциируют в воде соли?
2. Как диссоциируют в воде кислые соли?
3. Как диссоциируют в воде основные соли?
4. Как взаимодействуют соли с металлами? Приведите примеры.
5. Как взаимодействуют соли с кислотами? Приведите примеры.
6. Как взаимодействуют соли с другими солями? Приведите примеры.
7. Какие способы получения солей вы знаете?
8. Что называется генетической связью между классами неорганических соединений?

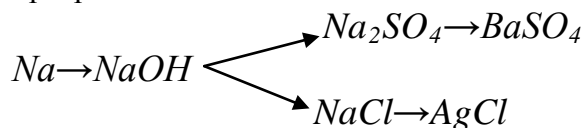
Упражнение 2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Упражнение 3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

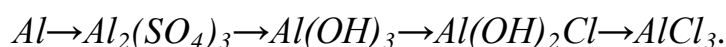


Упражнение 4. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Упражнение 5. Составьте уравнения между кислотами и основаниями, в результате которых можно получить следующие вещества: нитрат никеля (II), сульфид натрия, гидрокарбонат натрия, гидрофосфат калия.

Упражнение 6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Задание 38. Контрольная работа №3.

Занятие 39. Типы химических реакций.

Окислительно-восстановительные реакции.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

реакция разложения	decomposition reaction	réaction de décomposition	تفاعل التحلل
реакция соединения	compound reaction	réaction composée	تفاعل الإتحاد
реакция замещения	substitution reaction	réaction de substitution	تفاعل الإحلال
реакция обмена	exchange reaction	réaction d'échange	تفاعل تبادل
составная часть	component	partie	جزء تركيبي
полиморфный	polymorphic	polymorphe	تعدد الأشكال
эндотермический	endothermic	endothermique	ماص للحرارة
экзотермический, -ая, -ое, -ие	exothermic	exothermique	طارد للحرارة
термохимический, -ая, -ое, -ие	thermochemical	thermochimique	ثيرموكيميائي (كيميائي حراري)
окислитель, -и	oxidizer	oxydant	مؤكسد
восстановитель, -и	reducing agent	agent réducteur	مختزل
окислительно-восстановительная реакция	redox reaction	réaction redox	التفاعل التأكسدي الإختزالي
окисляться	oxidizes	oxyder	تأكسد
восстанавливаться	restore	récupérer	إختزل
обратимый, -ая, -ое, -ые	reversible	réversible	معكوس
необратимый, -ая, -ое, -ые	irreversible	irréversible	غير معكوس
электронный баланс	electronic balance	balance électronique	توازن (تعاادل) إلكتروني

Обратите внимание!

И.п. В.п. Д.п. Д.п. И.п. В.п.

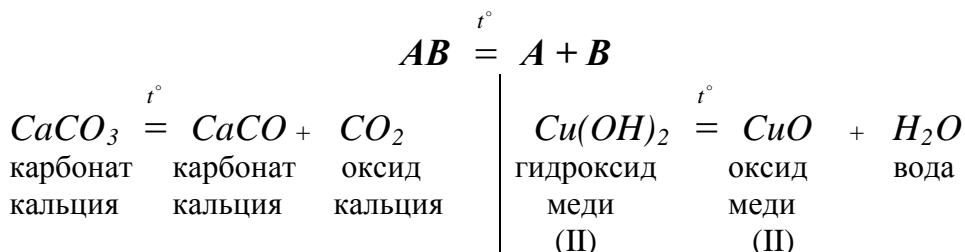
Что делят на что по чему? = По чему что делят на что?

По признаку обратимости химические реакции делятся на обратимые и необратимые реакции.

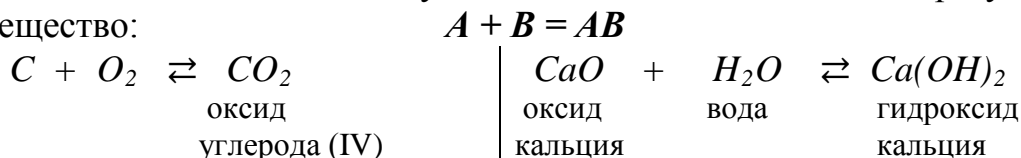
Задание 2. Слушайте и читайте текст.

I. По изменению числа исходных и образующихся после реакции веществ реакции делятся на:

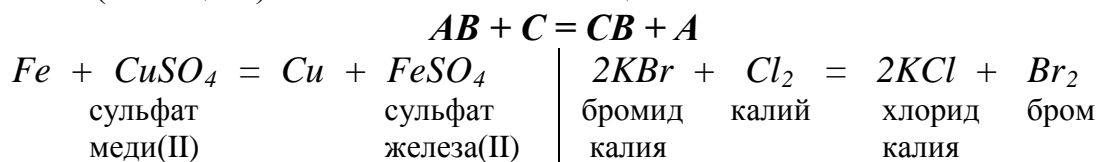
1. **Реакции разложения** – из одного вещества образуется несколько новых:



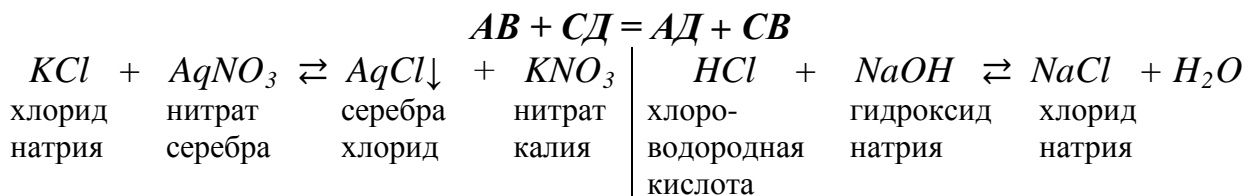
2. **Реакция соединения** – из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:



3. **Реакция замещения** – это реакция, при которой простое вещество, вытесняет (замещает) атомы в сложном веществе.

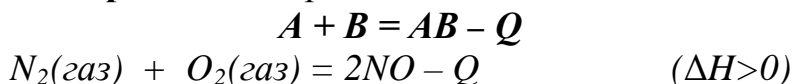


4. **Реакция обмена** – молекулы двух веществ обмениваются своими составными частями.

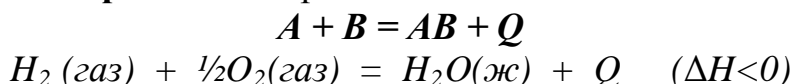


II. По выделению или поглощению энергии реакции делятся на:

1. **Эндотермические реакции** – протекают с поглощением тепла.



2. **Экзотермические реакции** – протекают с выделением тепла.

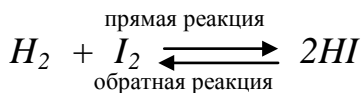
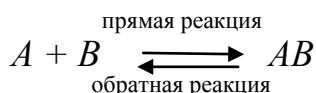


Для записи таких реакций используют специальные термохимические уравнения.

III. По признаку обратимости.

По признаку обратимости химические реакции делятся на обратимые и необратимые.

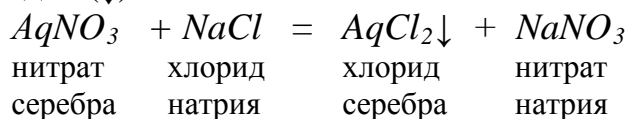
1. **Обратимые реакции** – это такие химические реакции, которые при данной температуре протекают в двух противоположных направлениях – прямом и обратном.



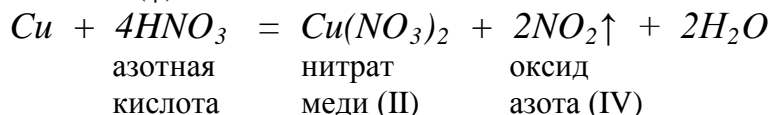
2. **Необратимые реакции** – это реакции, которые протекают в одном направлении. $A + B \rightarrow AB (\uparrow, \downarrow, H_2O)$

Условия необратимости химических реакций:

а) образование осадка (\downarrow)

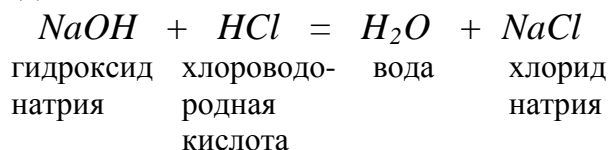


б) образование газа (\uparrow)



(конц.)

в) образование воды



IV. По признаку изменения степени окисления реагирующих веществ реакции бывают окислительно-восстановительные (ОВР) и неокислительно-восстановительные (не ОВР).

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции с изменением степени окисления реагирующих веществ.

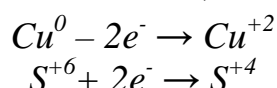
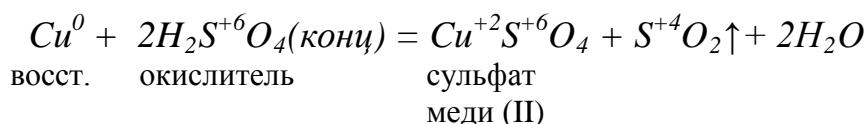
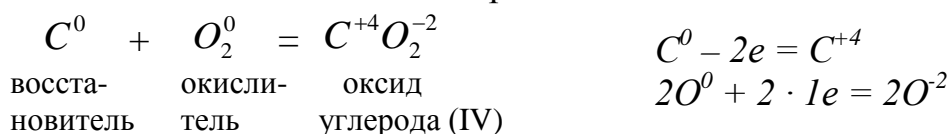
В окислительно-восстановительной реакции реагируют окислитель и восстановитель.

Окислители – это вещества, атомы, молекулы или ионы которых могут присоединить электроны. Окислитель, присоединяя электрон, восстанавливается; образует продукты восстановления.

Восстановители – это вещества, атомы, молекулы или ионы которых могут отдавать электроны, окисляться. При этом образуются продукты окисления.

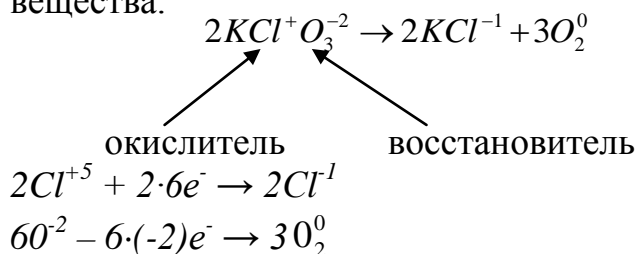
Все окислительно-восстановительные реакции делят на три группы.

1. Реакции межатомного и межмолекулярного окисления-восстановления
Окислитель и восстановитель – это разные вещества.



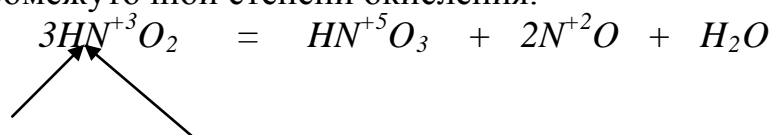
2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления.

Окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же сложного вещества.

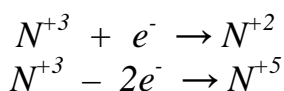


3. Реакция диспропорционирования

(самоокисления-самовосстановления) – окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, которые находятся в промежуточной степени окисления.



окислитель и восстановитель	продукт окисления	продукт восстановления
--------------------------------	----------------------	---------------------------



Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют метод электронного баланса.

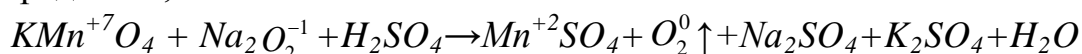
В основе этого метода лежит правило: *Общее число электронов, которые отдаёт восстановитель, всегда равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.*

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

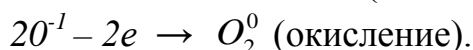
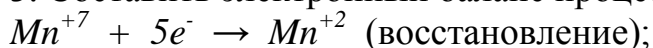
1. Составить схему реакций:



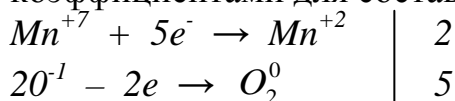
2. Определить, атомы каких элементов изменяют степени окисления:



3. Составить электронный баланс процессов окисления и восстановления.



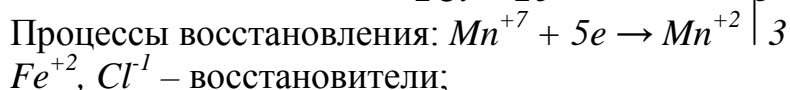
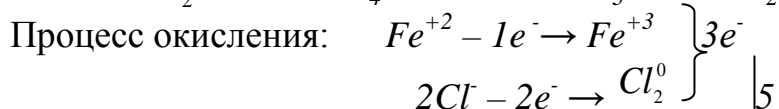
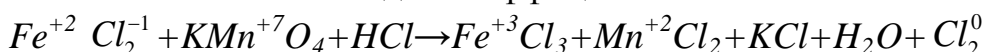
4. В электронном балансе подобрать такие множители, чтобы число электронов, которые отдаёт восстановитель (O^{-1}), было равно числу электронов, которые присоединяет окислитель (Mn^{+7}). Эти множители являются коэффициентами для составления уравнений.



5. Перенести эти коэффициенты в схему реакции. Затем подобрать коэффициенты для других веществ реакции:



Встречаются реакции, в которых число частиц, изменяющих свою степень окисления, больше двух. Тогда определяют общее число электронов, отданных восстановителем, и общее число электронов, принятых окислителями. Потом находят коэффициенты обычным способом. Например:



Fe^{+2} , Cl^{-1} – восстановители;

Mn^{+7} – окислитель;



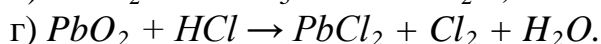
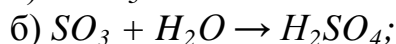
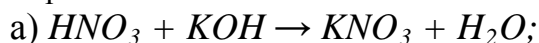
Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

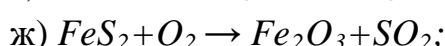
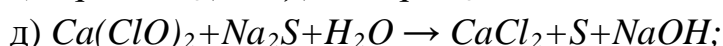
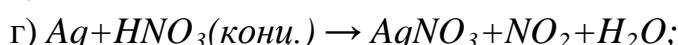
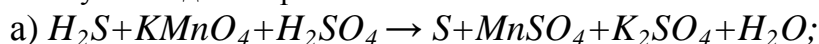
1. Какие виды классификации химических реакций вы знаете?

2. Как классифицируются химические реакции по изменению числа исходных и образующихся после реакции веществ?
3. Как классифицируются реакции по выделению или поглощению теплоты?
4. Какие бывают реакции по признаку обратимости?
5. Какие условия необратимости химических реакций?
6. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
7. Какой процесс называется: а) окислением? б) восстановлением?
8. Какие вещества называются: а) окислителями; б) восстановителями?
9. Какие существуют типы окислительно-восстановительных реакций?
10. Какое правило лежит в основе метода электронного баланса?

Упражнение 2. Какие из указанных ниже схем являются схемами окислительно-восстановительных реакций? Для последних определите коэффициенты методом электронного баланса:



Упражнение 3. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса.



Занятие 40. Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

промежуточный	intermediate	intermédiaire	طسوتم
агрегатное состояние	state of aggregation	état d'agrégation	عيمجتالاقاح
твёрдый	solide	solid	بلص
жидкий	liquid	liquide	لئاس
газообразный	gaseous	gazeux	يذاغ
эндотермический	endothermic	endothermique	قرارحللصام
экзотермический	exothermic	exothermique	مستمىموشوكاقرارحلالطاب
термохимический	thermochimique	thermochemical	وثيرارح
конечный	finite	la finale	يئانل
исходный	initial	initiale	لصا
тепловой эффект	heat effect	effet de chaleur	قرارحلالريثأت
термохимия	thermochemistry	thermochimie	ثيرارحلاءائمكل

термохимическое уравнение	thermochemical equation	équation thermochimique	ةيرار ح قلدا عم
------------------------------	----------------------------	----------------------------	-----------------

Обратите внимание!

И.п.

Р.п.

Что? зависит от чего?

Тепловой эффект зависит от состояния исходных веществ.

В.п.

Д.п.

Д.п.

И.п.

В.п.

Что? делят на что? по чему? = По чему? что? делят на что?

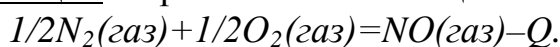
По признаку обратимости химические реакции делятся на обратимые и необратимые.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

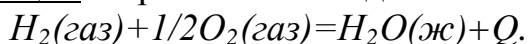
По выделению или поглощению энергии реакции делятся на:

1. Эндотермические реакции – протекают с поглощением тепла.



Соединение, которое образуется с поглощением тепла, называется **эндотермическим**. Эндотермические соединения, как правило, малоустойчивы и легко разлагаются.

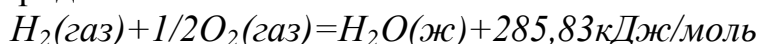
2. Экзотермические реакции – протекают с выделением тепла.



Химические соединения, которые образуются при экзотермических реакциях, называются экзотермическими. Чем больше тепла выделяется при образовании экзотермического соединения, тем оно устойчивее.

Часто в химических уравнениях указывают количество тепла, которое поглощается или выделяется в результате реакции. Эта величина называется теплотой химической реакции (тепловым эффектом), а уравнения – термохимическими уравнениями.

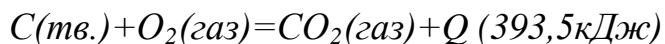
Например, термохимическое уравнение реакции образования воды из водорода и кислорода записывают так:



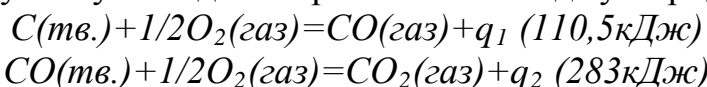
Величина 285,83 кДж/моль является теплотой образования воды, а около формул вещества указаны агрегатные состояния: (*тв*) – твёрдое, (*ж*) – жидкое, (*г*) – газообразное.

В основе термохимических реакций расчетов лежат законы термохимии. Важнейшим законом, на котором основаны многие термохимические вычисления, является закон Гесса (закон суммы тепловых эффектов): *тепловой эффект химической реакции зависит от состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от промежуточных стадий реакции*.

Например, тепловой эффект реакции окисления углерода в оксид углерода (IV) не зависит от того, проводится ли это окисление непосредственно:



или через промежуточную стадию образования оксида углерода (II):



$$Q=q_1+q_2$$

Из закона Гесса следует, что, если известны общий тепловой эффект реакции и тепловой эффект одной из двух её промежуточных стадий, можно вычислить тепловой эффект другой промежуточной стадии.

Благодаря закону Гесса можно составлять рационы питания для различных групп людей, например спортсменов, детей или пожилых людей, а также больных с различными видами заболеваний.

Благодаря закону Гесса проводится изучение сложных биохимических процессов превращения энергии в живом организме. Это помогает установить причины многих заболеваний и находить новые способы лечения.

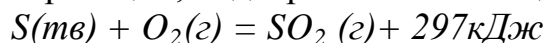
Расчёты по термохимическим уравнениям.

Сколько граммов серы сгорело, если выделилось 59,4 кДж теплоты по термохимическому уравнению?



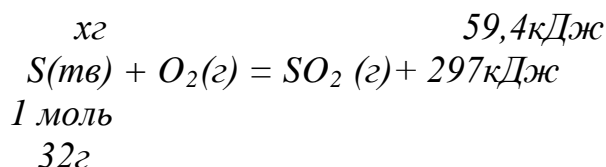
Решение:

1) записываем уравнение реакции, подчёркиваем необходимые данные



2) сверху(над) подчёркнутыми формулами указываем данные из условия задачи;

3) снизу(под) формулой серы (S) указываем число моль вещества, массу 1 моля серы (S)



3) составляем математическую пропорцию и определяем массу серы

$$\begin{array}{l} \frac{xг}{32г} = \frac{59,4 \text{ кДж}}{297 \text{ кДж}} \\ x = \frac{32г \cdot 59,4 \text{ кДж}}{297 \text{ кДж}} \end{array}$$

Ответ: $x=6,4г$ серы (S).

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие виды классификации химических реакций вы знаете?
2. Как классифицируются химические реакции по изменению числа исходных и образующихся после реакции веществ?
3. Какие бывают реакции по признаку обратимости?
4. Какие условия необратимости химических реакций?
5. Как классифицируют реакции по выделению или поглощению теплоты?
6. Какие реакции называются эндотермическими?
7. Какие реакции называются экзотермическими?
8. Что называется теплотой химической реакции?
9. Какие соединения называются экзотермическими?
10. Какие соединения называют эндотермическими?

11.Сформулируйте закон Гесса?

Упражнение 2. Какие из указанных ниже реакций являются экзотермическими, а какие – эндотермическими?

- а) $Pb(тв.) + S(тв.) = PbS(тв.) + 94,3 \text{ кДж}$;
 б) $C(тв.) + O_2(газ) = CO_2(газ) + 409,2 \text{ кДж}$;
 в) $1/2 N_2(газ) + 1/2 O_2(газ) = N_2O(газ) - 90,26 \text{ кДж}$;
 г) $C(тв.) + S_2(тв.) = CS_2 - 82,01 \text{ кДж}$.

Упражнение 3. Какие из указанных ниже реакций являются необратимыми?

- а) $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$;
 б) $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$;
 в) $NaNO_3 + HCl = NaCl + HNO_3$;
 г) $AgNO_3 + KCl = AgCl \downarrow + KNO_3$;
 д) $Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$.

Упражнение 4. По термохимическому уравнению.



Рассчитайте:

- а) сколько выделилось теплоты при сгорании 48г серы?
 б) сколько литров кислорода (н.у.) вступило в реакцию соединения с серой, если при этом выделилось 891 кДж теплоты?

Занятие 41. Скорость химических реакций. Закон действия масс.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

концентрация, -ии	concentration	concentration	زيكترت
реагирующий, -ая, -ое, -ие	reacting	réagir	يلعافت
присутствие, -ия	presence	présence	روضح
распространяться/ распространиться	to spread	se répandre	رشنل
возрастание, -ия	increase	augmenter	قدايز
соответственно	respectively	en conséquence	يلاولتلاىلع
катализатор, -ы	catalyst	catalyseur	زافحل
ингибитор, -ы	inhibitor	inhibiteur	عنامل
замедлять/замедлить	slow down	ralentir	ءاطب
гомогенный, -ая, -ое, -ые	homogeneous	homogène	سناجتم
гетерогенный, -ая, -ое, -ые	heterogeneous	hétérogène	عونتم
интенсификация	intensification	intensification	فيشكت
иметь большое влияние	have a big impact	avoir un grand impact	ريبك ريثات امل نوكي

Обратите внимание!

Р.п.

При возрастании чего?

При возрастании температуры.

И.п.

В.п.

И.п.

Что? имеет большое влияние на что? = На что? имеет большое влияние что?

Большое влияние на скорость химической реакции имеют катализаторы.

В.п.

Т.п.

Что? объясняется чем?

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ объясняется законом действия масс.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Химическая кинетика – это учение о скорости химических реакций и о зависимости этой скорости от различных факторов (условий).

Скорость химической реакции измеряется изменением концентраций реагирующих веществ в единицу времени.

скорость химической реакции зависит:

- 1) от природы реагирующих веществ;
- 2) от их состояния;
- 3) от концентраций реагирующих веществ;
- 4) от температуры;
- 5) от присутствия катализатора.

1. Влияние природы реагирующих веществ.

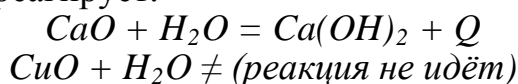
Скорость зависит от агрегатного состояния вещества, характера связей, строения вещества.

Например, реакции между газообразными веществами идут с взрывом, в растворах быстро, а между твёрдыми веществами очень медленно.

Фтор (газообразный) с водородом реагирует со взрывом при комнатной температуре, а бром (жидкий) с водородом взаимодействует медленно даже при нагревании.



Оксид кальция вступает в реакцию с водой энергично, с выделением тепла: оксид меди – не реагирует.



2. Влияние концентрации реагирующих веществ.

Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение частиц реагирующих веществ. Чем больше концентрация веществ, тем чаще происходят такие столкновения.

Зависимость скорости реакции от **концентрации** реагирующих веществ объясняется законом действия масс

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ

Запомните! Скорость зависит от концентрации газообразных и жидких веществ и не зависит от концентрации твёрдых веществ.

Если в реакции типа $A+B=C$ концентрацию веществ А и В обозначить через [А] и [В], то выражение для скорости этой реакции будет иметь такой вид:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B],$$

где k – константа скорости реакции, величина которой зависит от химических свойств реагирующих веществ и температуры.

Для уравнения типа $mA + nB = C$ выражение скорости реакции имеет вид

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

Например: $2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(ж)$

$$v = k[SO_2]^2[O_2]$$

$2Fe() + 3Cl_2() = 2FeCl_3$

$$v = k[Cl_2]^3$$

Задача 1. Как изменится скорость синтеза аммиака $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, если концентрацию водорода увеличить в три раза?

$$v_1 = K[N_2][H_2]^3 \quad v_2 = K[N_2][3H_2]^3 = K[N_2] \cdot 3^3 \cdot [H_2]^3 = 27v_1$$

Ответ: скорость увеличится в 27 раз.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций в организме человека.

Если больной принимает лекарства, он увеличивает концентрацию некоторых веществ и, следовательно, скорость некоторых биохимических процессов. Поэтому правильная дозировка лекарства имеет очень большое значение в медицине.

3. Влияние температуры на скорость реакций.

Правило Вант-Гоффа: При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

где t_1 – начальная температура;

t_2 – конечная температура;

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}}$$

γ – температурный коэффициент показывает во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на 10 градусов.

Задача. Как изменится скорость реакции, если температуру повысили с 10 до 40 градусов, а $\gamma=3$.

Дано:

$t_1 = 10^\circ$	$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$
$t_2 = 40^\circ$	$v_2 = v_1 \cdot 3^{\frac{40 - 10}{10}}$
$\gamma = 3$	$v_2 = v_1 \cdot 3^3$
$v_2 = ?$	$v_2 = 27 v_1$

Ответ: скорость увеличится в 27 раз.

4. Влияние катализатора. Большое влияние на скорость химической реакции имеют катализаторы.

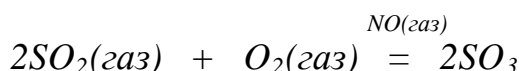
Катализаторы – это вещества, которые увеличивают скорость химической реакции, но не входят в состав её продуктов. В организме человека это ферменты, гормоны.

Ингибиторы – это вещества, которые замедляют (уменьшают) скорость нежелательной химической реакции. Например, коррозия металлов. К ингибиторам относятся различные консерванты, антиоксиданты.

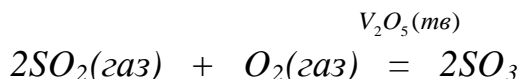
Химический процесс с участием катализаторов называется **катализом**.

Различают гомогенный и гетерогенный катализ.

При гомогенном катализе и катализатор и реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (газообразном или жидком). Например, $NO(газ)$ – катализатор для реакции



Гетерогенные катализаторы – находятся в разных агрегатных состояниях с реагирующими веществами. Например, V_2O_5 (кристаллический) – гетерогенный катализатор для реакции



Применение катализаторов позволяет интенсифицировать многие технологические процессы.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Чем измеряется скорость химической реакции?
3. От чего зависит скорость химической реакции?
4. Сформулируйте закон действия масс.
5. Как изменяется скорость химической реакции при изменении температуры?
6. Что называется катализатором?
7. Что называется ингибитором?
8. Какие особенности гомогенного катализа?
9. Какие особенности гетерогенного катализа?

Занятие 42. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

Задание 1. Слушайте, читайте, повторяйте и записывайте в тетрадь слова и словосочетания.

химическое равновесие	chemical equilibrium	équilibre chimique	يئاييم يكل نزاوتل
обратимая реакция	reversible reaction	réaction réversible	ل عف ل باق سالك عن ال در
необратимая реакция	irreversible reaction	réaction irréversible	هيف ة عجر ال ل عف در
прямая реакция	direct reaction	réaction directe	رشابم ل عف در
обратная реакция	backlash	retour de bâton	فني ن ع ل عف در
динамичный, -ая, -ое, -ые	dynamic	dynamique	يكي يمانيد
компонент, -ы	component	composant	رصنع
неопределённо	indefinitely	indéfiniment	دكؤم ريغ
противодействие	réaction	counteraction	عضراعم
повышение	boost	coup de pouce	عداييز
понижение	lowering	abaissement	ضفخ
охлаждение	cooling	refroidissement	ديربت

Обратите внимание!

И.п.

Что? является каким?

Химическое равновесие является динамичным.

И.п.

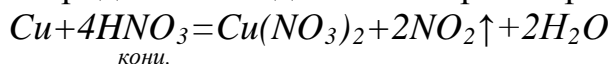
Что? может сохраняться как?

Химическое равновесие при неизменных условиях может сохраняться долго.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Химические реакции часто протекают так, что исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции. Например, реакция между медью и концентрированной азотной кислотой при достаточном количестве азотной кислоты будет продолжаться до полного растворения меди:

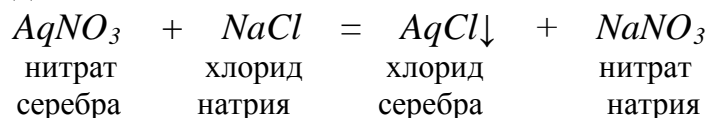


Но если пропустить оксид азота (IV) через раствор нитрата меди ($Cu(NO_3)_2$) мы не получим металлическую медь: эта реакция не может протекать в обратном направлении она не обратима.

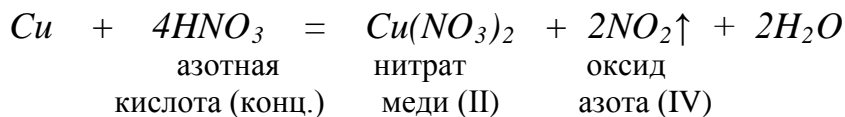
Необратимыми называются реакции, если исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты.

Условия необратимости химических реакций:

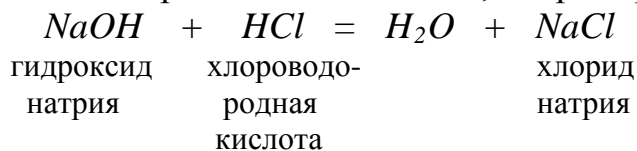
а) образование осадка



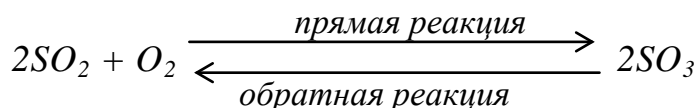
б) образование газа



в) образование малодиссоциированного вещества, например, воды



Химические реакции, которые при данной температуре протекают в двух противоположных направлениях – прямом и обратном называются **обратимыми**.



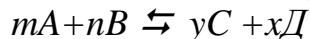
Если скорости прямой и обратной реакции становятся равными, наступает химическое равновесие.

$v_{\text{прям}} = v_{\text{обр}}$ – химическое равновесие.

Химическое равновесие является динамичным, потому что при наступлении равновесия химическая реакция не прекращается, без изменения остаются концентрации компонентов реакции. В состоянии равновесия за единицу времени образуется такое же количество молекул продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. При постоянных температурах и

давлении равновесие обратимой реакции может сохраняться неопределённо долгое время. Состояние равновесия обратимого процесса характеризуется константой равновесия.

Например, для записанной в общем виде обратимой химической реакции



согласно закону действия масс, скорости прямой ($v_{\text{пр}}$) и обратной ($v_{\text{обр}}$) реакций соответственно равны $v_{\text{прям}} = k_{\text{прям}} \cdot [A]^m \cdot [B]^n$

$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [C]^y \cdot [D]^x$$

Для установления равновесия, когда скорости прямой и обратной реакций равны ($v_{\text{прям}} = v_{\text{обр}}$), можно записать $k_{\text{прям}} \cdot [A]^m \cdot [B]^n = k_{\text{обр}} \cdot [C]^y \cdot [D]^x$

$$\text{откуда} \quad K_{\text{равн}} = \frac{k_{\text{прям}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[C]^y \cdot [D]^x}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

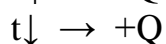
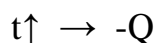
где K – константа равновесия, заменяющая собой отношение двух постоянных величин $k_{\text{прям}}$ и $k_{\text{обр}}$.

$$\text{Например: } K_{\text{равн}} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

Химическое равновесие при неизменных условиях может сохраняться долго. Но при изменении условий происходит смещение химического равновесия согласно правилу Ле-Шателье (1884): **если изменить одно из условий, при котором система находится в равновесии – температуру, давление или концентрацию, - то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует этому изменению.**

Рассмотрим отдельно влияние изменений температуры, давления и концентрации на состояние химического равновесия на примере реакции синтеза аммиака из азота и водорода $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 92 \text{ кДж}$.

Влияние изменения температуры (t). Из уравнения обратимой реакции синтеза аммиака из азота и водорода видно, что прямая реакция $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3 + 92 \text{ кДж}$ экзотермическая, а обратная реакция разложения аммиака $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2 - 92 \text{ кДж}$ – эндотермическая. Поэтому, при увеличении температуры равновесие будет смещаться в сторону обратной (эндотермической) реакции, которая противодействует повышению температуры. При понижении температуры равновесие будет смещаться в сторону прямой (экзотермической) реакции, которая противодействует охлаждению. Можно сделать вывод: **при повышении температуры равновесной системы равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, а при понижении температуры – в сторону экзотермической реакции.**



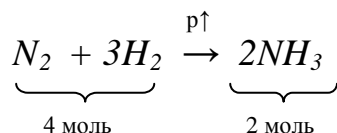
В реакциях, которые протекают без тепловых эффектов, изменение температуры не вызывает смещения равновесия. В этом случае повышение температуры приводит только к более быстрому установлению равновесия.

Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия.

При увеличении концентраций азота или водорода равновесие будет смещаться в сторону уменьшения этих концентраций, т.е. в сторону образования аммиака.

Влияние давления (p). Изменение давления смещает равновесие системы, если реакция идёт между газами и при этом изменяются объёмы газообразных веществ.

Например, прямая реакция синтеза аммиака



протекает с уменьшением объема газообразных веществ, а обратная



Поэтому, повышение давления смещает равновесие в сторону прямой реакции препятствует протеканию обратной реакции.

Повышение давления смещает равновесие в сторону образования меньших объёмов, а понижение давления – в сторону образования больших объёмов.



Если в процессе обратимой реакции объёмы газообразных веществ не изменяются то изменение давления не влияет на состояние равновесия системы. Например, в реакции $I_2 + H_2 = 2HI$ под действием давления равновесие не смещается.

Влияние катализаторов. Катализаторы не смещают химическое равновесие, так как они одинаково влияют на скорость прямой и обратной реакции. В присутствии катализаторов равновесие наступает быстрее.

Применение принципа Ле-Шателье к обратимым реакциям даёт возможность управлять химическими процессами.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

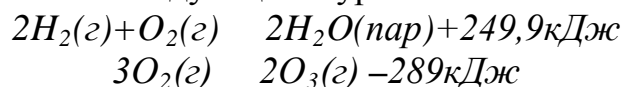
1. Какая реакция называется необратимой? Приведите примеры.
2. Какая реакция называется обратимой? Приведите примеры.
3. При каких условиях нарушается равновесие обратимой реакции?
4. Что называется константой равновесия?
5. От чего зависит константа равновесия?
6. Что характеризует константа равновесия?
7. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

Упражнение 2. В какую сторону смещается равновесие:

а) при повышении температуры ($t \uparrow$);

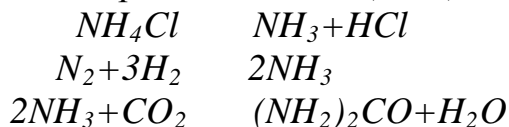
б) при повышении давления ($p \uparrow$);

в) в реакциях, выраженных следующими уравнениями:





Упражнение 3. В какую сторону смещается равновесие системы при увеличении концентрации аммиака (NH_3):



Занятие 43. Растворы. Растворимость.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

раствор, -ы	solution	solution	محلول
растворимость, -и	solubility	solubilité	قابلية الذوبان
сольватация	solvation	la solvation	تذابوب: ظاهرة توحيد جزيئات المذيب والمواد المذابة
гидратация	hydration	l'hydratation	تفاعل ضم الماء
растворённый, -ая, -ое, -ые	dissolved	dissous	مذاب
насыщенный, -ая, -ое, -ые	saturated	saturé	محلول مشبع
пересыщенный, -ая, -ое, -ые	supersaturated	sursaturé	محلول مفرط الإشباع
кристаллизация	crystallization	cristallisation	تبلور
кристаллогидрат, -ы	crystalline hydrate	hydrate cristallin	هيدرات بلورية
гомогенный, -ая, -ое, -ые	homogeneous	homogène	متجانس
гетерогенный, -ая, -ое, -ые	heterogeneous	hétérogène	متغاير الخواص
выпаривание	evaporation	évaporation	تبخير

Обратите внимание!

И.п.

Что протекает как?

Химический процесс растворения протекает с выделением теплоты.

И.п.

В.п.

Что показывает что?

Зависимость растворимости от температуры показывают кривые растворимости.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Раствор – это гомогенная система, которая состоит из двух или более компонентов: растворителя и растворимых веществ и продуктов их взаимодействия.

Вещество в растворе находится в молекулярном или ионном состоянии.

Растворы бывают жидкими, твёрдыми и газообразными.

Жидкие – это растворы солей, сахара, спирта в воде, раствор йода в спирте.

Твёрдые – сплавы металлов (латунь: $Cu + Zn$, бронза: $Cu + Sn$).

Газообразные – смеси газов, например, воздух.

Наиболее распространены жидкие растворы. Они состоят из растворителя (жидкости) и растворённых веществ (газообразных, жидких, твёрдых).

Жидкие растворы могут быть водными и неводными. *Водные растворы* – это растворы, в которых растворителем является вода. *Неводные растворы* – это растворы, в которых растворителем являются другие жидкости (бензол, спирт, эфир).

Растворение – сложный физико-химический процесс. Разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя – это физический процесс. Одновременно происходит взаимодействие молекул растворителя с частицами растворённого вещества (химический процесс). В результате этого взаимодействия образуются сольваты, гидраты.

Сольваты – это продукты переменного состава, которые образуются при химической взаимодействии частиц растворённого вещества с молекулами растворителя.

Если растворителем является вода, то образующиеся соединения называются гидратами.

Процесс образования сольватов называется сольватацией.

Процесс образования гидратов называется гидратацией.

В 1887 г. Д.И.Менделеев разработал гидратную теорию растворов, в которой показал, что растворение – сложный физико-химический процесс.

Процесс растворения состоит из следующих стадий:

- разрушение кристаллических решеток растворимого вещества (структуры вещества) или диссоциация полярных растворимых молекул;
- взаимодействие растворителя с ионами, молекулами растворимого вещества (сольватация, гидратация. Происходит с выделением теплоты);
- распределение сольватированных частиц в объёме растворителя (диффузия).

Физический процесс растворения протекает с поглощением теплоты, химический – с выделением теплоты.

Тепловой эффект растворения равен сумме тепловых эффектов физического и химического процессов.

При выпаривании растворов можно выделить гидраты некоторых веществ.

Кристаллогидраты – это твёрдые вещества, в состав которых входит определенное число молекул воды.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – медный купорос;

$FeSO_4 \cdot 5H_2O$ – железный купорос;

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс.

Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется кристаллизационной водой.

Растворимость – это способность одного вещества равномерно распределяться в объёме другого. Она зависит от природы растворителя и растворённого вещества, от температуры и давления (для газов).

Коэффициенты растворимости – это максимальное число граммов вещества, которое может при данной температуре раствориться в 1000мл или в 100г растворителя.

Растворимость часто выражают в граммах на литр (г/л).

По растворимости в воде вещества условно делят на три группы: хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые.

Растворимость большинства твердых и жидких веществ увеличивается при повышении температуры. Растворимость газов при повышении температуры уменьшается, а при повышении давления увеличивается.

Зависимость растворимости твердых веществ от температуры показывают кривые растворимости.

При растворении веществ образуются насыщенные и ненасыщенные растворы.

Раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется, называется **насыщенным**.

Раствор, в котором при данной температуре вещество еще может растворяться, называется **ненасыщенным**.

Раствор, в котором растворенного вещества содержится больше, чем в насыщенном растворе при той же температуре называется пересыщенным.

Пересыщенный раствор – это неустойчивая система, которую получают охлаждением насыщенных растворов, полученных при более высоких температурах.

Процесс выделения вещества путём испарения или охлаждения его насыщенного раствора называется перекристаллизацией. Ее используют для очистки веществ.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что такое растворы?
2. Как классифицируются растворы по агрегатному состоянию?
3. Из каких компонентов состоит жидкий раствор?
4. Какие процессы протекают при растворении веществ в жидких растворителях?
5. Что называется сольватами?
6. Что называется гидратами?
7. Что называется сольватацией?
8. Что называется гидратацией?
9. Кто создал гидратную теорию растворов?
10. Чему равен тепловой эффект растворения?
11. Какие растворы называются: а) насыщенными; б) ненасыщенными; в) пересыщенными.
12. Что называется растворимостью?
13. Что показывает коэффициент растворимости?
14. От каких факторов зависит растворимость веществ?

Упражнение 2. Растворимость бромид натрия при 20°C равна 905г/л. Какую массу этой соли можно растворить в воде массой 900г при 20°C?

Упражнение 3. Определите массовую долю кристаллизационной воды в медном купоросе ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) и в глауберовой соли ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$).

Занятие 44. Виды концентрации растворов.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания:

концентрация	concentration	concentration	تركيز
процентная концентрация	percentage concentration	concentration en pourcentage	تركيز بنسب مئوية
молярная концентрация	molar concentration	concentration molaire	تركيز جزيئي
ареометр	hydrometer	densimètre	مقياس الثقل النوعي للسوائل
титр	titer	légende	عيار حجمي لتركيز المحلول
концентрация нормальная	normal concentration	concentration normale	تركيز عياري

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что является чем?

Концентрация является количественной характеристикой растворов.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Концентрация – это количество или масса растворенного вещества, которое содержится в единице объёма или массы раствора.

Растворы с большой концентрацией называются концентрированными, с малой – разбавленными.

Концентрация является количественной характеристикой растворов и может выражаться различными способами.

Массовой долей растворенного вещества называется отношение массы растворенного вещества к массе раствора:

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

ω – массовая доля растворенного вещества, выраженная в долях единицы;

$m(v - va)$ – масса растворенного вещества;

$m(p - pa)$ – масса раствора.

Массовую долю можно выражать также в процентах:

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

Массовую долю растворенного вещества раньше называли процентной концентрацией раствора.

Процентная концентрация раствора выражается числом граммов растворенного вещества, которое содержится в 100г раствора.

Массу раствора можно рассчитать по формулам:

$m(p - pa) = m(\text{растворителя}) + m(\text{вещества});$

$m(p - pa) = \rho V$, где V – объём раствора (cm^3); ρ – плотность раствора ($г/см^3$).

Водные растворы с различной массовой долей растворенного вещества имеют разную плотность при данной температуре. Плотность растворов определяют ареометром.

Молярная концентрация (молярность, М) раствора выражается числом молей вещества, которое содержится в 1л раствора.

Молярную концентрацию можно рассчитать по формуле: $C = \frac{n}{V}$,

где C – молярная концентрация (моль/л); n – количество растворенного вещества (моль); V – объём раствора (л).

<i>Молярная концентрация, С, моль/л</i>	<i>Обозначение молярности</i>	<i>Название раствора</i>
1	1М	одномолярный
0,5	0,5М	полумолярный
0,1	0,1М	децимолярный
0,01	0,01М	сантимольный
0,001	0,001М	миллимолярный

Молярная концентрация эквивалента (нормальность, N) раствора выражается числом эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1л раствора.

$N = \frac{n_{\text{э}}}{V}$	N – молярная концентрация эквивалента (моль/л); $n_{\text{э}}$ – количество вещества эквивалента (моль); V – объём раствора (л);
$n_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}}}$	m – масса вещества (г); $M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента (г/моль).

1. Молярная масса эквивалента ($M_{\text{э}}$) кислоты равна её молярной массе, делённой на основность (т.е. на число атомов водорода, способных замещаться металлом) $M_{\text{э}} \text{ кислоты} = \frac{M \text{ кислоты}}{\text{число атомов H}}$

Например, $M_{(\text{HCl})} = 36,5 \text{ г/моль}$, основность $\text{HCl} = 1$

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль}$, основность $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2$,

значит $M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль}$;

$M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ г/моль}$, основность $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3$,

$M_{\text{э}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,7 \text{ г/моль}$.

2. Молярная масса эквивалента основания равна его молекулярной массе, делённой на его кислотность (т.е. число гидроксильных групп)

$$M_{\text{э}} \text{ основания} = \frac{M \text{ основания}}{\text{число групп OH}}$$

Например:

$M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74 \text{ г/моль}$,

$$а \quad M_{\varnothing}(Ca(OH)_2) = \frac{74 \text{ г/моль}}{2} = 37 \text{ г/моль};$$

$$M_{Fe(OH)_3} = 107 \text{ г/моль},$$

$$а \quad M_{\varnothing}(Fe(OH)_3) = \frac{107 \text{ г/моль}}{3} = 35,5 \text{ г/моль}$$

3. Молярная масса эквивалента соли равна её молярной массе, делённой на число катионов в молекуле соли и заряд катиона.

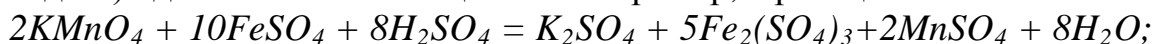
$$M_{\varnothing \text{ соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{число катионов} \times \text{заряд катионов}}$$

Например:

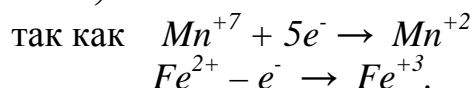
$$M_{Al_2(SO_4)_3} = 342 \text{ г/моль},$$

$$M_{\varnothing}(Al_2(SO_4)_3) = \frac{342 \text{ г/моль}}{2 \times 3} = 57 \text{ г/моль}$$

4. Молярная масса эквивалента окислителя (восстановителя) равна его молярной массе, деленной на число электронов, которые присоединяет (или отдаёт) один моль этого вещества. Например, в реакции:



$$M\left(\frac{1}{5}KMnO_4\right) = \frac{M_{KMnO_4}}{5}; \quad M_{FeSO_4} = \frac{M_{FeSO_4}}{1}$$



Пользоваться растворами определённой нормальной концентрации удобно, так как при одинаковой нормальности растворов для реакции нужно брать равные объёмы растворов в соотношении, обратном пропорциональном нормальности:

$$V_1:V_2 = N_2:N_1 \quad \text{или} \quad V_1N_1 = V_2N_2$$

где V_1 и V_2 – объёмы растворов, которые затрачиваются на реакцию; N_1 и N_2 – нормальные концентрации растворов.

Титр раствора (T) – это число граммов растворенного вещества, которое содержится в 1 мл раствора.

$$T = \frac{m}{V}$$

T – титр раствора (г/мл);

V – объём раствора (мл);

m – масса вещества (г).

Например, титр раствора серной кислоты $T_{H_2SO_4} = 0,098$ г/мл. Это значит, что в 1 мл раствора содержится 0,098 г H_2SO_4 .

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

Что называется концентрацией раствора?

Какой раствор называется концентрированным? разбавленным?

Что называется массовой долей растворенного вещества?

Что называется титром раствора?

Что показывает молярная концентрация?

Упражнение 2. Какие массы йода и спирта необходимо взять для приготовления 300г раствора с массовой долей йода 5%?

Упражнение 3. В растворе массой 300г содержится хлорид натрия массой 20г. Какая массовая доля хлорида натрия в растворе?

Упражнение 4. В 200г воды растворили 62,7л сероводорода H_2S (н.у.). Определить массовую долю сероводорода в растворе.

Упражнение 5. Раствор объёмом 500мл содержит $NaOH$ массой 5г. Определите молярную концентрацию этого раствора.

Упражнение 6. Молярность раствора едкого калия KOH равна 3,8 моль/л, его плотность 1,17 г/мл. Вычислить массовую долю KOH в этом растворе.

Упражнение 7. Сколько миллилитров раствора с полярной концентрацией эквивалента серной кислоты 0,25 моль/л требуется для нейтрализации 40мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,125 моль/л?

Занятие 45. Лабораторная работа №4.

Приготовление растворов различной концентрации.

Занятие 46. Электролитическая диссоциация.

Электропроводность растворов.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

расплав	melt	fondre	سبكة منصهرة
неэлектролит	non-electrolyte	non-électrolyte	لا إلكتروليتات
ионизация	ionization	ionisation	تأين
хаотический	chaotic	chaotique	عشوائي
анод	anode	anode	مصعد (أنود)
анион	anion	anion	أنيونات: أيونات سالبة
электрод	electrode	électrode	قطب كهربائي
гидратированный	hydrogenation	hydraté	أيون مائي
электролит	electrolyte	électrolyte	محلول كهربائي
дистиллированная вода	distilled water	eau distillée	ماء مقطر
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique	إنحلال إلكتروليتي
катод	cathode	cathode	كاثود
катион	cation	cation	كاتيون: أيون موجب
пропускать/пропустить	miss/skip	sauter / sauter	سمح بالمرور
ион гидроксония	hydroxony ion	ion hydroxonium	أيون هيدرونيوم
распад	disintegration	décomposition	تفكك

Обратите внимание!

И.п. В.п.

Что распадается на что?

В водных растворах электролиты распадаются на ионы.

И.п. Т.п. Т.п. И.п.

Что является чем? = Чем является что?

Главной причиной диссоциации в водных растворах является гидратация ионов.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток называются электролитами.

Соли, кислоты, щёлочи – это электролиты. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные полярные химические связи.

Неэлектролиты – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

Дистиллированная вода, сахар, этиловый спирт – неэлектролиты. В молекулах этих веществ существуют ковалентные неполярные или малополярные связи.

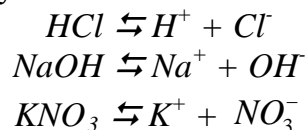
Электрический ток – это движение заряженных частиц. Поэтому проводить электрический ток могут только вещества, которые содержат свободно перемещающиеся заряженные частицы.

В металлах это электроны.

В растворах и расплавах электролитов переносчики электрического тока – ионы. Это предположение высказал в гипотезе ионизации в 1887г шведский ученый С. Аррениус, изучая растворы солей, щелочей и кислот. Электролиты в растворе распадаются на противоположно заряженные частицы – ионы, т.е. происходит ионизация вещества.

Распад электролита на ионы при растворении в воде (или другом полярном растворителе) или при расплавлении называется **электролитической диссоциацией**.

Каждый электролит образует положительные и отрицательные ионы:



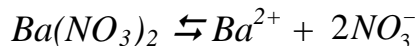
В растворе ионы хаотически движутся. При пропускании через раствор или расплав электролита постоянного электрического тока ионы перемещаются по двум противоположным направлениям.

К отрицательно заряженному электроду (катоду) перемещаются положительно заряженные ионы (Na^+ , K^+ , H^+). Они называются **катионами**.

Анионы – это отрицательно заряженные ионы, которые при пропускании через раствор электролита постоянного электрического тока, перемещаются к положительно заряженному электроду (аноду).

Электролитическая диссоциация – обратимый процесс. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (ионизация или диссоциация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация или моляризация).

Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых вместо знака равенства ставят знак обратимости (\rightleftharpoons). В левой части уравнения записывают формулу молекулы электролита, в правой – формулы ионов, которые образуются в процессе электролитической диссоциации.



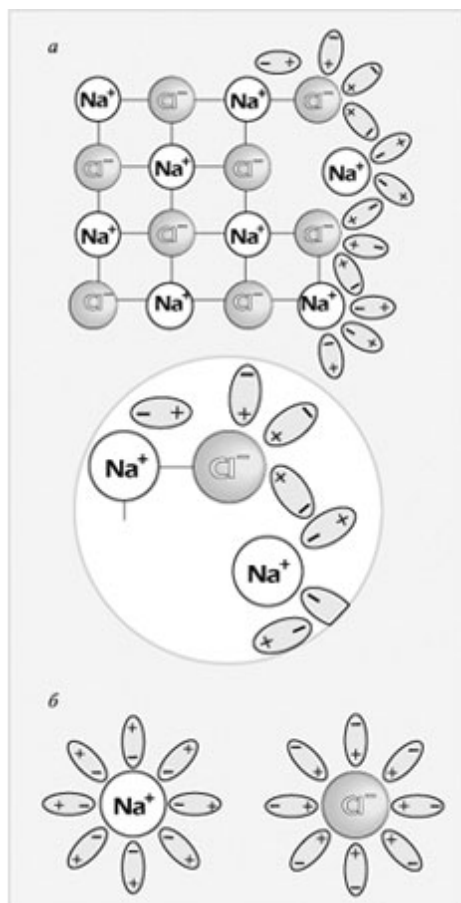


Схема электролитической диссоциации хлорида натрия в водном растворе

Растворы электролитов нейтральны. Следовательно, общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку.

Главной причиной диссоциации в водных растворах является гидратация ионов.

В растворах электролитов все ионы находятся в гидратированном состоянии. Например, ионы водорода соединяются с молекулой воды и по донорно-акцепторному механизму образуются ионы гидроксония H_3O^+ .

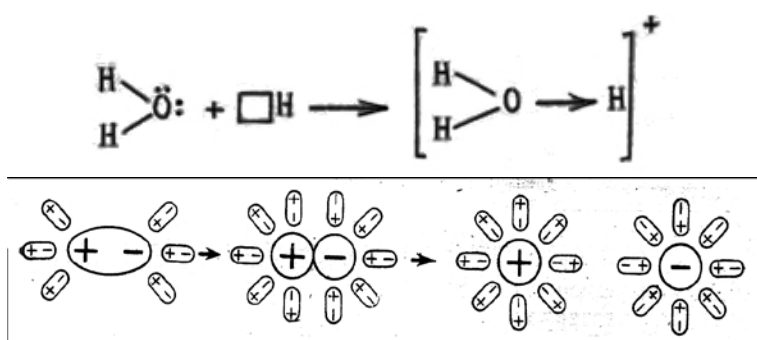
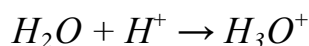


Схема диссоциации электролита с полярной связью в водном растворе

Для простоты в химических уравнениях ионы изображают без молекул воды: H^+ , Ag^+ , Mg^{2+} , F^- , NO_3^- , SO_4^{2-} .

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Какие вещества называются неэлектролитами?
3. Что называется электролитической диссоциацией?
4. Кто создал теорию электролитической диссоциации?
5. Какие ионы называются катионами?
6. Какие ионы называются анионами?
7. Какая химическая связь существует в молекулах электролитов?
8. Какова главная причина электролитической диссоциации?

Упражнение 2. Почему водный раствор серной кислоты проводит электрический ток, а безводная серная кислота не проводит?

Упражнение 3. Какие из следующих ионов являются катионами, а какие анионами: Cl^- , NO_3^- , Al^{3+} , H^+ , Na^+ , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , Br^- , PO_4^{3-} ?

Упражнение 4. Какие из следующих жидкостей проводят электрический ток: этиловый спирт, раствор гидроксида калия, водный раствор хлорида натрия, раствор азота в воде, расплав гидроксида натрия? Почему?

Занятие 47. Диссоциация оснований, кислот и солей в водных растворах, степень электролитической диссоциации.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

электролит	electrolyte	électrolyte	محلول كهربائي
диссоциация	dissociation	dissociation	حل، تفكك
ступенчатый	stepped	a marché	ذو مراحل متعددة
разбавление	dilution	dilution	تخفيف
константа диссоциации	dissociation constant	constante de dissociation	ثابت التفكك
гидроксид	hydroxide	hydroxyde	إيون هيدروكسيد
ион гидроксония	hydroxony ion	ion hydroxonium	إيون هيدرونيوم
частичный	partial	partiell	جزئي
возможность	opportunity	opportunité	إمكانية
обусловить	condition	conditionner	يكون سبب

Обратите внимание!

И.п. Т.п.

Что обусловлено чем?

Щелочные свойства оснований обусловлены наличием гидроксид-ионов.

И.п. В.п.

Что характеризует что?

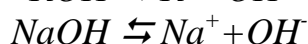
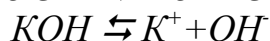
Константа диссоциации характеризует способность электролита диссоциировать на ионы.

Задание 2. Слушайте, читайте текст.

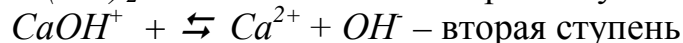
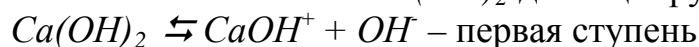
Текст

В растворах кислоты, основания и соли проявляют свойства электролитов.

Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов – гидроксид-ионы (OH^-).

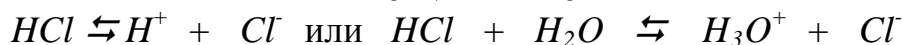
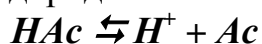


Сильное двухкислотное основание $Ca(OH)_2$ диссоциирует ступенчато:



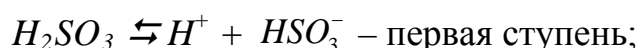
Все щелочи имеют общие свойства: мылкие, одинаково изменяют цвет индикаторов, разъедают животные и растительные ткани. Щелочные свойства обусловлены гидроксид-ионами.

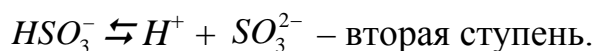
Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода.



ион гидроксония

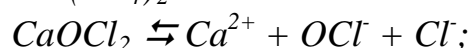
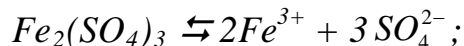
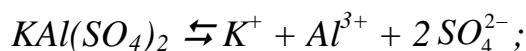
Слабые многоосновные кислоты (H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 ,) диссоциируют ступенчато. Число ступеней диссоциации зависит от основности слабой кислоты.





Кислотные свойства кислот (кислый вкус, изменение цвета индикатора) обусловлены ионами гидроксония (H_3O^+).

Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы остатка основания и анионы кислотного остатка.



В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы. Другие электролиты распадаются на ионы частично, часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде.

Отношение числа диссоциированных молекул к исходному числу молекул растворенного вещества при определенной температуре называется степенью диссоциации электролита (степенью ионизации).

$$\alpha = \frac{\text{число диссоциированных молекул}}{\text{исходное число молекул растворённого вещества}} \cdot 100\%$$

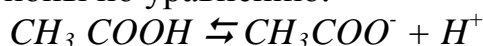
$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%,$$

где n – число молекул, которые распались на ионы;

N – общее число молекул растворённого вещества;

α – степень электролитической диссоциации.

Например, степень диссоциации (α) уксусной кислоты CH_3COOH в 0,1 М растворе равна 1,36%. Это означает, что из 10000 молекул CH_3COOH 136 молекул распадаются на ионы по уравнению:



Степень диссоциации зависит от природы растворителя и природы растворяемого вещества, концентрации раствора, температуры и других факторов.

При уменьшении концентрации электролита (при разбавлении раствора) степень диссоциации увеличивается, потому что увеличивается расстояние между ионами в растворе и уменьшается возможность соединения их в молекулы.

При повышении температуры степень диссоциации обычно увеличивается.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты – это такие электролиты, которые в водных растворах полностью диссоциируют на ионы ($\alpha \approx 1$ или $\alpha \approx 100\%$).

К сильным электролитам относятся почти все растворимые соли, сильные кислоты ($HClO_4$, $HClO_3$, HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 и др.), щёлочи ($NaOH$, KOH , $Sr(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ и др.).

Слабые электролиты – это такие электролиты, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы, т.е. степень диссоциации намного меньше 1 (100%).

К слабым электролитам относятся слабые кислоты (H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HCN , H_3BO_3 почти все органические одноосновные кислоты), слабые нерастворимые в воде основания ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$), гидроксид аммония NH_4OH , вода H_2O .

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации K_g .

Константа диссоциации характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа диссоциации, тем легче электролит распадается на ионы, тем больше ионов в его растворе, тем сильнее электролит.

Например, константа диссоциации уксусной кислоты.

$$K_g(CH_3COOH) = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 2 \cdot 10^{-5}$$

Константа диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, от температуры, но не зависит от концентрации электролита.

Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что такое основания с точки зрения электролитической диссоциации?
2. Почему основания имеют общие свойства?
3. Что такое кислоты с точки зрения электролитической диссоциации?
4. Почему кислоты имеют общие свойства?
5. Что такое соли с точки зрения электролитической диссоциации?
6. Что называется степенью диссоциации? От чего она зависит?
7. Какие электролиты называются сильными? Приведите примеры.
8. Какие электролиты называются слабыми? Приведите примеры.
9. Что характеризует константа диссоциации? От чего она зависит?

Упражнение 2. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих электролитов: $KHCO_3$, H_2SO_4 , $Ba(OH)_2$, Ni_2SO_4 , $CaCl_2$, Na_2HPO_4 , $NaOH$, $Be(OH)_2$.

Упражнение 3. Составьте формулы веществ, получившихся при взаимодействии катионов: Na^+ , Cu^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{2+} , Al^{3+} , $NiOH^+$ с анионами: S^{2-} , SO_4^{2-} , OH^- , HS^- , Cl^- , NO_3^- . Назовите эти вещества.

Занятие 48. Ионные уравнения и реакции.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

равновесие реакции	balanced reaction	équilibre de réaction	موازنة التفاعل
смещаться	displacement/mix	déplacer	خلط، مزج
летучее вещество	volatile matter	matière volatil	مادة متطايرة
малодиссоциированный	little dissociated	faible dissociation	قليل التفكك
смесь	mixture	le mélange	خليط، مخلوط

сокращенное уравнение	ионное	the reduced ionic equation	équation ionique abrégée	معادلة أيونية مختصرة
--------------------------	--------	----------------------------	--------------------------	----------------------

Обратите внимание!

И.п.

Р.п.

Что смещается в сторону чего?

В растворах электролитов равновесие реакции смещается в сторону образования слабого электролита.

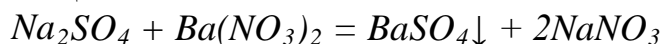
Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Электролиты в водных растворах существует в виде ионов. Поэтому все реакции в растворах электролитов происходят между ионами.

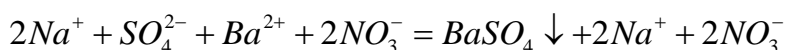
Реакции, протекающие между ионами, называются ионными реакциями.

Рассмотрим реакции ионного обмена.



Это молекулярное уравнение реакции, так как формулы всех веществ записаны в виде молекул.

С учетом полной диссоциации сильных электролитов сульфата натрия Na_2SO_4 , нитрата бария $Ba(NO_3)_2$ и нитрата $NaNO_3$ уравнение реакции можно записать так:



Это полное ионное уравнение.

Сульфат бария – нерастворимая соль, которая выпадает в осадок, поэтому ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} уходят из раствора, а ионы Na^+ и NO_3^- в реакции участия не принимают и их можно исключить из уравнения. $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4 \downarrow$

Это уравнение называется сокращенным ионным уравнением. Оно показывает, что в результате данной реакции происходит связывание ионов SO_4^{2-} , которые находились в растворе Na_2SO_4 , и ионов Ba^{2+} , которые находились в растворе $Ba(NO_3)_2$, и в результате образуется нерастворимая соль $BaSO_4$.

В ионных уравнениях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде молекул.

Формулы веществ	
в виде ионов	в виде молекул
1. Сильные кислоты (<i>HAc</i>) <i>HF, HCl, HBr, HI</i> <i>HClO₄, HNO₃, H₂SO₄</i>	1. Слабые кислоты (<i>HAc</i>) <i>H₂S, H₂SO₃, HNO₂, H₂CO₃</i> <i>H₃PO₄, CH₃COOH</i>
2. Сильные основания <i>MeOH(P)</i> <i>LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH</i> <i>Ba(OH)₂</i>	2. Слабые основания <i>MeOH(H)↓</i> <i>NH₄OH, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃</i> <i>Al(OH)₃, Cu(OH)₂, Zn(OH)₂</i>
3. Растворимые в воде соли <i>MeAc(P)</i> <i>KCl, Na₂SO₄, Ca(NO₃)₂, FeSO₄, AgNO₃</i>	3. Нерастворимые в воде соли <i>MeAc(H)↓</i> <i>BaSO₄, CaCO₃, FeS, ZnSO₃, AgCl</i> 4. Формулу воды <i>H₂O</i> 5. Газообразные вещества (↑)

	H_2, NH_3, CO_2, SO_2 6. Оксиды (MeO , не MeO) Na_2O, CaO, P_2O_5
--	---

В уравнениях реакций ставят знак ↓, если среди продуктов реакции есть осадок – нерастворимые или малорастворимые вещества. Знак ↑ показывают газообразные и летучие вещества.

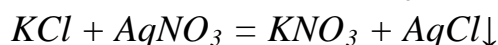
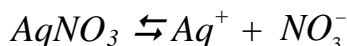
Реакции обмена в водных растворах электролитов могут быть:

- практически необратимыми, т.е. протекать до конца;
- обратимыми, т.е. протекать одновременно в двух противоположных направлениях.

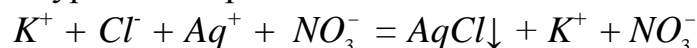
Реакции обмена между сильными электролитами в растворах протекают до конца, или практически необратимы, когда ионы соединяют друг с другом и образуют:

а) малорастворимые вещества;

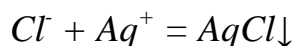
Например: возьмем растворы хлорида калия и нитрата серебра



Молекулярное уравнение реакции



Полное ионное уравнение

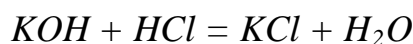
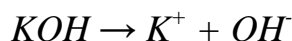
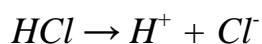


Сокращенное ионное уравнение

В растворах электролитов равновесие реакции смещается в сторону образования нерастворимого вещества.

б) малодиссоциирующие вещества – слабые электролиты.

Рассмотрим реакцию между сильной кислотой и щелочью (реакция нейтрализации)



Молекулярное уравнение реакции

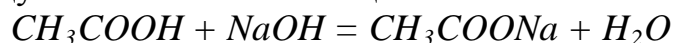


Полное ионное уравнение реакции



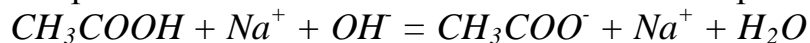
Сокращенное ионное уравнение

Реакция между слабой кислотой и щелочью.

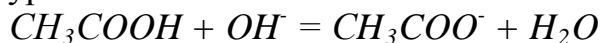


слабый электролит

более слабый электролит



Полное ионное уравнение

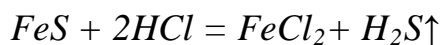


Сокращённое ионное уравнение

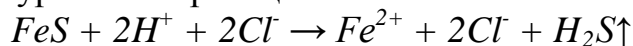
В растворах электролитов равновесие реакции смещается в сторону образования менее диссоциированного соединения.

в) газообразные или летучие вещества.

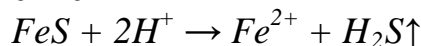
Рассмотрим реакцию между сульфидом железа (II) и хлороводородной кислотой.



Молекулярное уравнение реакции



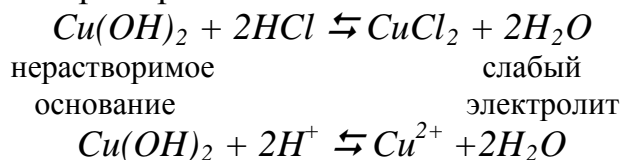
Полное ионное уравнение



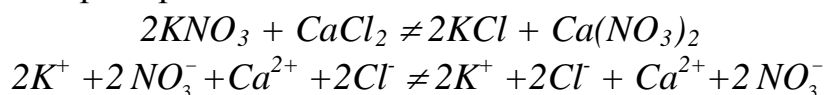
Сокращённое ионное уравнение

В растворах электролитов равновесие реакции смещается в сторону образования газообразного вещества.

2) Если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малорастворимые вещества, то такие реакции являются обратимыми, т.е. до конца не протекают. Например:



Если исходными веществами реакций обмена являются сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют малорастворимые или малодиссоциирующие вещества, то такие реакции не протекают. При смешивании их растворов образуется смесь ионов, которые не соединяются друг с другом. Например:



Уравнения таких реакций обмена не пишут.

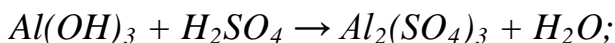
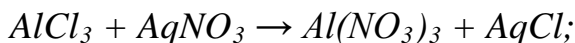
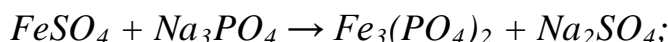
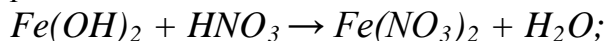
Задание 3. Выполнить упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Какие реакции называются ионными реакциями?
2. Какими уравнениями выражаются ионные реакции?
3. Формулы, каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде ионов?
4. Формулы, каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде молекул?
5. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов являются необратимыми?
6. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов являются обратимыми?
7. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов не протекают?

Упражнение 2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами: $MgCl_2$ и $AgNO_3$; Na_2CO_3 и $Ca(NO_3)_2$; K_2S и HCl ; Na_2SO_4 и $BaCl_2$; CH_3COONa и H_2SO_4 ; $CsOH$ и HNO_3 ; KOH и H_2SO_3 .

Упражнение 3. Напишите в полной и сокращённой ионной формах уравнения следующих реакций.



Упражнение 4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между такими веществами: гидроксидом аммония и хлороводородной кислотой; уксусной кислотой и гидроксидом натрия; азотной кислотой и карбонатом кальция.

Занятие 49. Водородный показатель.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

кислотность	acidity	acidit	حموضة
щелочность	basicity	alcalinit	قاعدية
водородный показатель	hydrogen index	indice d'hydrogène	المعامل الهيدروجيني
индикатор, -ы	indicator	indicateur	كاشف
ионное произведение воды	ionic productive water	produit ionique de l'eau	الناتج الأيوني للماء: ناتج ضرب أيونات الهيدروجين (H^+) في أيونات الهيدروكسيل (OH^-) في محلول مائي

Обратите внимание!

И.п. В.п.

Что определяет что?

Концентрация ионов водорода определяет кислотность среды.

И.п. П.п.

Что показано где?

Изменение цвета индикаторов показано на схеме.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

Вода – слабый электролит. Константа электролитической диссоциации воды при температуре 25°C равна $1,8 \cdot 10^{-16}$. В 1л воды при температуре 25°C 10^{-7} моль молекул H_2O диссоциирует на ионы.



Концентрация ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- в воде одинакова.

10^{-7} моль/л H^+

и 10^{-7} моль/л OH^-

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется **ионным произведением воды** K_{H_2O} .

Это постоянная величина и при $t=25^{\circ}\text{C}$.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

K_{H_2O} зависит от температуры: с увеличением температуры – увеличивается, с уменьшением температуры – уменьшается.

Концентрация ионов водорода определяет кислотность раствора (среды).

Нейтральные растворы – это растворы, в которых концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы и равны 10^{-7} моль/л:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Растворы, в которых концентрация ионов водорода больше, чем гидроксид-ионов: $[H^+] > [OH^-]$ и $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, называют **кислыми** (кислотными).

Растворы, в которых концентрация ионов водорода меньше, чем гидроксид-ионов: $[H^+] < [OH^-]$ и $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л, называют **щелочными**.

В кислых и щелочных растворах произведение концентраций ионов – постоянная величина,

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Например, в 0,01М растворе HCl (хлороводородная кислота – сильный электролит, $\alpha \approx 100\%$):



$$[H^+] = 10^{-2} \text{ моль/л}, \quad \alpha [OH^-] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ моль/л}.$$

Водородный показатель pH – это отрицательный десятичный логарифм концентрации водородных ионов.

$$pH = -\lg[H^+]$$

Например: $[H^+] = 10^{-1}$ моль/л и $pH = 1$,

$[H^+] = 10^{-5}$ моль/л и $pH = 5$

В нейтральных растворах $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, $pH=7$.

В кислых растворах $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, $pH < 7$.

В щелочных растворах $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л, $pH > 7$.

Кислотность раствора, его pH определяют с помощью индикаторов.

Индикаторами называются вещества, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды растворов, т.е. pH растворов. На практике часто применяют индикаторы лакмус, метиловый оранжевый (метилоранж) и фенолфталеин. Они изменяют свою окраску в таких интервалах pH : лакмус – от 6,0 до 8,0; метилоранж – от 3,1 до 4,4; а фенолфталеин – от 8,2 до 10,0. Изменение цвета индикаторов показано на схеме.



Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Ответьте на вопросы.

1. Что называется ионным произведением воды?
2. Чему равно ионное произведение воды при $25^\circ C$?
3. Как можно охарактеризовать среду любого водного раствора?
4. Что называется водородным показателем?
5. С помощью каких веществ можно определить pH раствора?
6. Какие вещества называются индикаторами? Какие индикаторы вы знаете?

Упражнение 2. Водородный показатель раствора равен 5. Вычислите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в этом растворе. Как изменится цвет лакмуса при добавлении его в этот раствор?

Упражнение 3. Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе, характер его среды, если $pH = 9$. Как изменится цвет фенолфталеина в этом растворе?

Занятие 50. Гидролиз солей.

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

гидролиз, -ы	hydrolysis	l'hydrolyse	تحليل بالماء
малодиссоциированный, -ая, -ое, -ые	little dissociated	faible dissociation	قليل التفكك
подвергаться	experience	être exposé	تعرض
связывать/связать	link	lien / cravate	ربط
соединять/соединить	connect	lien / cravate	وصل، ضم
соотношение, -ия	ratio	le ratio	تناسب، ترابط
слабокислый, -ая, -ое, -ые	weakly acidic	subacide	حامض ضعيف
слабощелочной, -ая, -ое, -ые	weak basicity	légèrement alcalin	قاعدى ضعيف
равновесие, -ия	equilibrium	équilibre	توازن
ступенчатый, -ая, -ое, -ые	stepped	a marché	ذو مراحل، متدرج

Обратите внимание!

И.п.

Д.п.

Что подвергается чему?

Соли подвергаются гидролизу.

И.п.

В.п.

В.п.

Что связывает что, образуя что?

Катион соли связывает гидроксид-ион воды, образуя слабый электролит.

Задание 2. Слушайте и читайте текст.

Текст

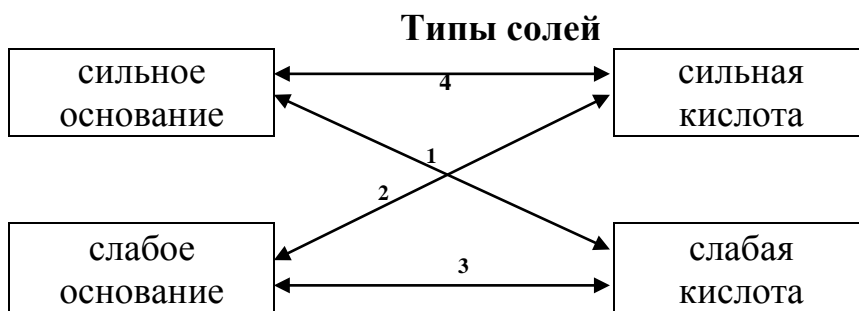
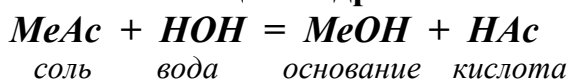
Водные растворы различных солей имеют разное значение pH и показывают различную реакцию среды – кислую, щелочную или нейтральную. Например, водный раствор карбоната натрия Na_2CO_3 – щелочную реакцию среды ($pH > 7$), раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$ – кислую реакцию среды ($pH < 7$), раствор хлорида натрия $NaCl$ – нейтральную реакцию среды ($pH = 7$).

В водных растворах солей происходят следующие реакции:



Гидролиз солей – это обменная реакция ионов солей с молекулами воды, в результате которой образуются слабая кислота и(или) слабое основание.

Реакция гидролиза



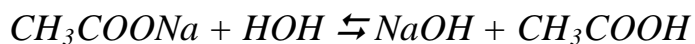
Гидролиз – одно из важнейших химических свойств солей. Рассмотрим примеры гидролиза различных типов солей:

1. Соли сильного основания и слабой кислоты подвергаются гидролизу, реакция раствора – щелочная ($pH > 7$).

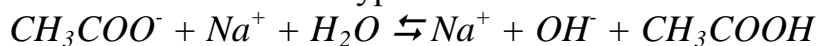
Эти соли образованы катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, который связывает катион водорода H^+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту).

Например, составим молекулярное и ионное уравнение гидролиза ацетата натрия CH_3COONa . Ацетат натрия CH_3COONa образован сильным основанием $NaOH$ и слабой одноосновной кислотой CH_3COONa .

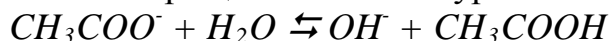
Молекулярное уравнение гидролиза соли CH_3COONa



Полное ионное уравнение



Сокращенное ионное уравнение



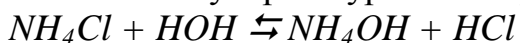
Ионы H^+ соединяются в молекулы слабого электролита уксусной кислоты CH_3COOH и их концентрация уменьшается. Поэтому в растворе увеличивается концентрация свободных гидроксид-ионов OH^- и раствор соли ацетата натрия CH_3COONa имеет щелочную реакцию ($pH > 7$).

2. Соли слабого основания и сильной кислоты подвергаются гидролизу, реакция раствора – кислая ($pH < 7$). Эти соли образованы катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Катион соли связывает гидроксид-ион OH^- воды, образуя слабый электролит (основание).

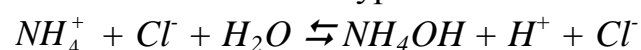
Например, составим молекулярное и ионное уравнения гидролиза хлорида аммония NH_4Cl .

Хлорид аммония образован слабым однокислотным основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl .

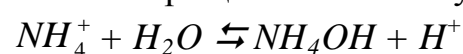
Молекулярное уравнение реакции гидролиза хлорида аммония:



Полное ионное уравнение



Сокращённое ионное уравнение:



Ионы OH^- соединяются с катионами аммония NH_4^+ с образованием слабого электролита гидроксида аммония. Поэтому в растворе появляется избыток ионов водорода H^+ . Раствор хлорида аммония имеет кислую среду ($pH < 7$).

3. Соли слабого основания и слабой кислоты подвергаются гидролизу, реакция раствора слабокислая или слабощелочная.

Эти соли образованы катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. Катион связывает гидроксид-ионы OH^- из молекулы воды, образуя слабое основание. Анион связывает катион водорода H^+ из молекул воды, образуя слабую кислоту.

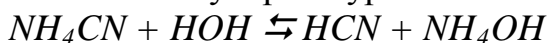
Если константа диссоциации кислоты больше константы диссоциации основания, то раствор слабокислый и наоборот.

$K_d \text{ кислоты} > K_d \text{ основания} \quad pH < 7$ реакция раствора слабокислая.

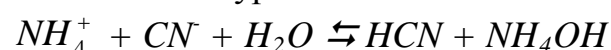
$K_d \text{ основания} > K_d \text{ кислоты} \quad pH > 7$ реакция раствора слабощелочная.

Например, составим уравнение гидролиза цианида аммония NH_4CN . Эта соль образована слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой HCN .

Молекулярное уравнение:



Ионное уравнение:



Реакция раствора цианида аммония слабощелочная ($pH > 7$), потому что $K_d(NH_4OH) > K_d(HCN)$.

Для большинства солей гидролиз является обратимым процессом. Но для некоторых солей гидролиз является необратимым процессом, потому что эти соли полностью разлагаются водой.

Необратимому гидролизу подвергаются соли, которые образованы слабым нерастворимым или летучим основанием и слабой летучей или нерастворимой кислотой. Такие соли не могут существовать в водных растворах.

Это сульфид алюминия Al_2S_3 , карбонат железа (III) $Fe_2(CO_3)_3$, силикат аммония $(NH_4)_2SiO_3$.

4. Соли сильного основания и сильной кислоты не подвергаются гидролизу, реакция раствора нейтральная ($pH = 7$).

Катионы и анионы этих солей не связываются с ионами водорода H^+ или гидроксид-ионами OH^- воды, т.е. не образуют с ними молекул слабых электролитов. Равновесие реакции не смещается.

Гидролиз солей может протекать ступенчато, если соль образована:

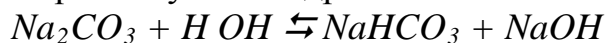
а) слабой многоосновной кислотой и сильным основанием. В данном случае число ступеней гидролиза зависит от основности слабой кислоты. На первых ступенях гидролиза образуется кислая соль и сильное основание;

б) слабым многокислотным основанием и сильной кислотой. В этом случае число ступеней гидролиза зависит от кислотности слабого основания. Гидролиз по второй ступени протекает в значительно меньшей степени, чем по первой ступени.

Например:

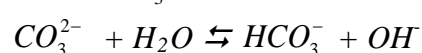
а) рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 . Эта соль образована сильным основанием $NaOH$ и слабой двухосновной кислотой H_2CO_3 .

Первая ступень гидролиза:



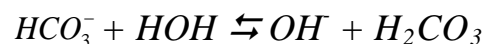
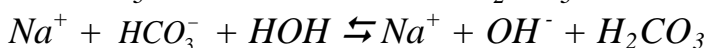
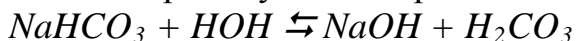
кислая соль

гидрокарбонат натрия



$pH > 7$ реакция щелочная

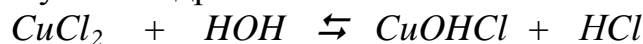
Вторая ступень гидролиза:



$pH > 7$ реакция щелочная

б) соль $CuCl_2$ хлорид меди (II) образована слабым многокислотным основанием $Cu(OH)_2$ и сильной кислотой HCl .

Первая ступень гидролиза:



хлорид

вода

хлорид

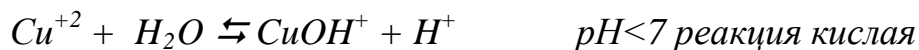
хлороводородная

меди (II)

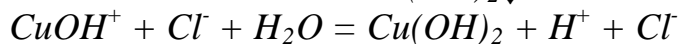
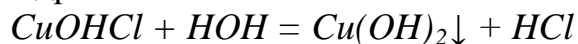
гидроксомеди (II)

кислота





Вторая ступень гидролиза:



Гидролизу (т.е. разложению водой) подвергаются не только соли, но и другие вещества (жиры, углеводы, белки).

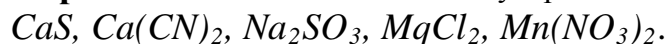
Задание 3. Выполните упражнения.

Упражнение 1. Дайте ответы на вопросы.

1. Что называется гидролизом соли?
2. Какие соли подвергаются гидролизу?
3. Для каких солей гидролиз протекает необратимо? Приведите примеры.
4. Какие соли не гидролизуются? Почему?
5. Какие соли гидролизуются ступенчато? Приведите примеры.

Упражнение 2. Составьте молекулярное и ионные уравнения гидролиза сульфида калия.

Упражнение 3. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза таких солей:



Каково значение pH (больше или меньше 7) в растворах каждой из этих солей?

Упражнение 4. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $NaNO_2$, K_2HPO_4 , Na_2SiO_3 , $CrCl_3$, $Ba(NO_3)_2$, $NaClO_4$.

Как изменится окраска лакмуса и фенолфталеина в растворах этих солей?

Занятие 51. Лабораторная работа №5 "Гидролиз солей".

Занятие 52. Повторение

Для подготовки к контрольной работе выполните следующие задания

Задание 1. Слушайте, читайте и повторяйте слова и словосочетания.

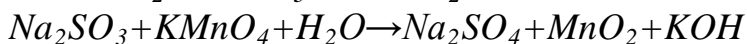
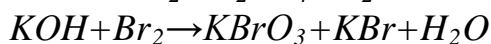
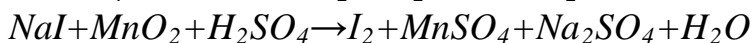
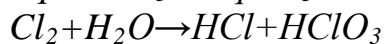
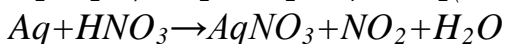
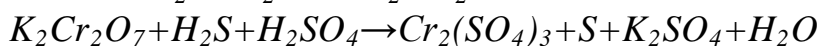
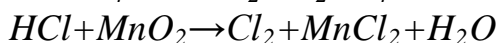
электрохимический, -ая, -ое, -ие	electrochemichal	électrochimique	كهروكيميائي
электролитическая диссоциация	electrolytic dissociation	dissociation électrolytique	تحلل إلكتروليتي
окислитель, -и	oxidizer	oxydant	مؤكسد
восстановитель, -и	reducing agent	agent réducteur	مختزل
экзотермический, -ая, -ое, -ие	exothermic	exothermique	طارد للحرارة
эндотермический, -ая, -ое, -ие	endothermic	endothermique	ماص للحرارة
кислородсодержащий, -ая, -ое, -ие	oxygen-containing	contenant de l'oxygène	محتوي على أكسجين
амфотерный, -ая, -ое, -ые	amphoteric	amphotère	متعادل
концентрированный, -ая, -ое, -ые	concentrated	concentré	مركز
термохимический, -ая, -ое, -ие	thermochemical	thermochimique	ثيرموكيميائي (كيميائي حراري)
кристаллизация	crystallization	cristallisation	تبلور
гомогенный, -ая, -ое, -ые	homogeneous	homogène	متجانس

Задание 2. Дайте ответы на вопросы.

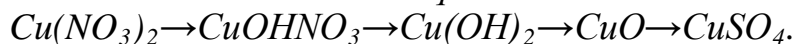
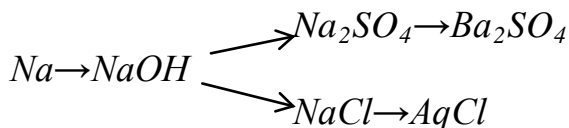
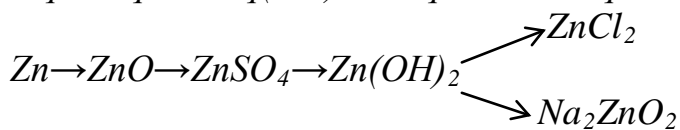
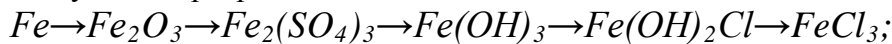
1. По каким признакам классифицируют химические реакции?
2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
3. Какие вы знаете правила определения степени окисления?
4. Что называется раствором? Какие бывают растворы?
5. Какие виды концентраций растворов вы знаете?
6. Что называется электролитической диссоциацией?
7. Что называется водородным показателем?
8. Какое значение pH имеют кислые, нейтральные и щелочные растворы?
9. Что называется гидролизом?
10. Какие классы неорганических соединений вы знаете?
11. Какие вещества называются оксидами и какие свойства они имеют?
12. Какие свойства имеют основания?
13. Что называется кислотами? Какие свойства они имеют?
14. Какие соединения называются солями? Какие виды солей вы знаете?

Задание 3. Напишите электронные конфигурации атомов таких элементов: хлор, кальций, медь, железо, йод, стронций.

Задание 4. С помощью метода электронного баланса поставьте коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:



Задание 5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 6. Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения между:

- гидроксидом алюминия и серной кислотой;
- хлоридом бария и сульфатом калия;
- гидроксидом бария и хлороводородной кислотой;
- оксидом фосфора (V) и водой;
- карбонатом натрия и азотной кислотой;
- гидроксидом кальция и хлоридом железа (III).

Задание 7. Напишите уравнения гидролиза следующих солей: хлорида алюминия, ацетата натрия, нитрата аммония, хлорида магния, сульфида калия, карбоната натрия.

Задание 8. Чему равен коэффициент растворимости нитрата свинца при 25⁰С, если 40г насыщенного раствора содержит 15г этой соли?

Задание 9. Сколько граммов нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 250мл 0,2М раствора?

Задание 10. Сколько миллилитров 96%-ной серной кислоты (плотность 1,8г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 500мл 0,1М раствора?

Занятие 53. Контрольная работа №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									
		A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B	A VIII B	A VIII B
I	1	(H)						H 1,00797 Водород	He 4,0026 Гелий	<div> <div>Символ элемента</div> <div>Порядковый (атомный) номер</div> <div>Li 3 Литий</div> <div>Русское название элемента</div> <div>Относительная атомная масса (Ar)</div> </div>	
II	2	Li 6,939 Литий	Be 9,0122 Бериллий	B 10,811 Бор	C 12,01115 Углерод	N 14,0067 Азот	O 15,9994 Кислород	F 18,9984 Фтор	Ne 20,179 Неон		
III	3	Na 22,9898 Натрий	Mg 24,305 Магний	Al 26,9815 Алюминий	Si 28,086 Кремний	P 30,9738 Фосфор	S 32,064 Сера	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон		
IV	4	K 39,102 Калий	Ca 40,08 Кальций	21 44,956 Sc Скандий	22 47,90 Ti Титан	23 50,942 V Ванадий	24 51,996 Cr Хром	25 54,9380 Mn Марганец	26 55,847 Fe Железо	27 58,9330 Co Кобальт	28 58,71 Ni Никель
	5	29 63,546 Cu Медь	30 65,37 Zn Цинк	Ga 31 69,72 Галлий	Ge 32 72,59 Германий	As 33 74,9216 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,904 Бром	Kr 36 83,80 Криптон		
V	6	Rb 85,47 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	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	46 106,4 Pd Палладий
	7	47 107,868 Ag Серебро	48 112,40 Cd Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,69 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,9044 Иод	Xe 54 131,30 Ксенон		
VI	8	Cs 132,905 Цезий	Ba 137,34 Барий	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	78 195,09 Pt Платина
	9	79 196,967 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	Tl 81 204,37 Таллий	Pb 82 207,19 Свинец	Bi 83 208,980 Висмут	Po 84 [210]* Полоний	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон		
VII	10	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	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] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [257] Менделевий	102 No [255] Нобелий	103 Lr [256] Лоуренсий

Периодическая система химических элементов

Период	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	Период
	IA группа												IIIA группа	IVA группа	VA группа	VIA группа	VIIA группа	VIIIA группа	
1	H 1 1,008 Водород	He 2 4,003 Гелий											B 5 10,81 Бор	C 6 12,01 Углерод	N 7 14,007 Азот	O 8 15,999 Кислород	F 9 18,998 Фтор	Ne 10 20,18 Неон	1
2	Li 3 6,94 Литий	Be 4 9,01 Бериллий																	2
3	Na 11 22,99 Натрий	Mg 12 24,31 Магний	3 IIIB группа	4 IVB группа	5 VB группа	6 VIB группа	7 VIIB группа	8 VIIIB ₀ группа	9 VIIIB ₁ группа	10 VIIIB ₂ группа	11 IB группа	12 IIB группа	Al 13 26,98 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,45 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон	3
4	K 19 39,10 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,96 Скандий	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,94 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,94 Марганец	Fe 26 55,85 Железо	Co 27 58,93 Кобальт	Ni 28 58,69 Никель	Cu 29 63,55 Медь	Zn 30 65,39 Цинк	Ga 31 69,72 Галлий	Ge 32 72,61 Германий	As 33 74,92 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,90 Бром	Kr 36 83,80 Криптон	4
5	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,91 Иттрий	Zr 40 91,22 Цирконий	Nb 41 92,91 Ниобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 97,91 Технеций	Ru 44 101,07 Рутений	Rh 45 102,91 Родий	Pd 46 106,42 Палладий	Ag 47 107,87 Серебро	Cd 48 112,41 Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,71 Олово	Sb 51 121,76 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,90 Иод	Xe 54 131,29 Ксенон	5
6	Cs 55 132,91 Цезий	Ba 56 137,33 Барий	57—71 La—Lu *	Hf 72 178,49 Гафний	Ta 73 180,95 Тантал	W 74 183,84 Вольфрам	Re 75 186,21 Рений	Os 76 190,23 Осмий	Ir 77 192,22 Иридий	Pt 78 195,08 Платина	Au 79 196,97 Золото	Hg 80 200,59 Ртуть	Tl 81 204,38 Таллий	Pb 82 207,2 Свинец	Bi 83 208,98 Висмут	Po 84 208,98 Полоний	At 85 209,99 Астат	Rn 86 222,02 Радон	6
7	Fr 87 223,02 Франций	Ra 88 226,03 Радий	89—103 Ac—Lr **	Rf 104 261,11 Резерфордий	Db 105 262,11 Дубний	Sg 106 266,12 Сиборгий	Bh 107 267,12 Борий	Hs 108 269,13 Хассий	Mt 109 268,14 Мейтнерий	110 [271]	111 [272]	112 [277]	113	114 [289]	115	116 [289]	117	118	7

Символ — **H** — Порядковый номер — 1
 Название — Водород — Относительная атомная масса — 1,008

* Лантаноиды

** Актиноиды

La 57 138,91 Лантан	Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,91 Празеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 144,91 Прометий	Sm 62 150,36 Самарий	Eu 63 151,97 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,93 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,93 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 70 168,93 Тулий	Yb 71 173,04 Иттербий	Lu 72 174,97 Лютеций
Ac 89 227,03 Актиний	Th 90 232,04 Торий	Pa 91 231,04 Протактиний	U 92 238,03 Уран	Np 93 237,05 Нептуний	Pu 94 244,06 Плутоний	Am 95 243,06 Америций	Cm 96 247,07 Кюрий	Bk 97 247,07 Берклий	Cf 98 251,08 Калифорний	Es 99 252,08 Эйнштейний	Fm 100 257,10 Фермий	Md 101 258,10 Менделеев	No 102 259,10 Нобелий	Lr 103 262,11 Лоуренсий


Растворимость кислот, оснований и солей в воде

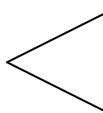
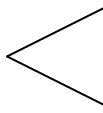
ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ¹⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	-	M	M	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	H	P	-	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	-	H	-	-	-	M	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	-	H	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P
Ряд активности неметаллов / электрохимический ряд напряжений																				
Li,K,Ba,Ca,Na,Mg,Al,Zn,Cr,Fe,Ni,Pb, (H), Cu,Ag,Hg,Pt,Au активность металлов уменьшается																				
P	– растворимое (больше 10г на 1000г воды).									M	– малорастворимое от 10г до 0,01г на 1000 воды.									
H	– нерастворимое (меньше 0,01г на 1000г воды).									-	- вещество разлагается водой или не существует.									

ОБЩАЯ ХИМИЯ ЧАСТЬ I

Символ	Названия	Закон. Единицы измерения
A_r	относительная атомная массы	в таблице элементов
M_r	относительная молекулярная массы	$M_r = \text{сумме } A_r$
m	масса вещества	$m = M \cdot n$ (г, кг) (грамм, килограмм)
M	Молярная масса	$M = \frac{m}{n}$ (г/моль, кг/моль)
n	количество вещества, число моль	$n = \frac{m}{M}$ (моль)
N	число молекул, атомов	$N = N_A \cdot n$
N_A	постоянная Авогадро	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
	Закон сохранения массы вещества	$m_1 + m_2 = m_3 + m_4$ <i>исходные продукты</i> <i>вещества реакции</i>
V	объём	$V = V_M \cdot n$ (л, мл) (литр, миллилитр)
V_M	Молярный объём	$V_M = 22,4 \text{ л/моль}$
ρ (ро)	плотность	$\rho = \frac{m}{V}$; $\rho = - \frac{M}{V_M}$
D	относительная плотность газов	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$; $D = \frac{M_1}{M_2}$
D_{H_2}	относительная плотность газа <u>по водороду</u>	$D_{H_2} = \frac{M}{2}$; $M = D_{H_2} \cdot 2$
$D_{возд}$	относительная плотность газа <u>по воздуху</u>	$D_{возд} = \frac{M}{29}$; $M = D_{возд} \cdot 29$
D_{NH_3}	относительная плотность газа <u>по аммиаку</u>	$D_{NH_3} = \frac{M}{17}$; $M = D_{NH_3} \cdot 17$

ОБЩАЯ ХИМИЯ ЧАСТЬ II

Символ	Названия	Закон. Единицы измерения
<i>Периоды</i>	горизонтальные ряды элементов (I, II, III, IV, V, VI, VII)	показывают число энергетических уровней ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$)
<i>Группы</i>	вертикальные ряды элементов (I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII) состоят из двух подгрупп (А – главная В – побочная)	№ группы показывает число \bar{e} на внешнем уровне (s, p – элементы), сумму (s и $d \bar{e}$) $ns^2(n-1)d$
<i>№</i>	порядковый номер элемента	показывает число протонов (z), электронов (\bar{e}) заряд ядра
<i>Атом</i> 	ядро электронная оболочка	состоит из ${}_1^1p$ и ${}_0^1n$ (протон) (нейтрон) состоит из \bar{e} (электрон)
<i>A</i> <i>Z</i> <i>N</i>	массовое число атома число протонов число нейтронов	в таблице элементов, $A = Z + N$ $Z = \text{№ элемента}$ $N = A - Z$
КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА		
<i>n</i> (эн)	главное	показывает число энергетических уровней $n = 1 \dots 7$
<i>ℓ</i> (эль)	орбитальное	показывает форму орбитали $\ell = 0, \dots, n - 1$
<i>m</i> (эм)	магнитное	показывает ориентацию орбитали в пространстве $m = -\ell; 0; +\ell$
<i>s</i> (эс)	спиновое	показывает вращение \bar{e} вокруг своей оси $-\frac{1}{2}; +\frac{1}{2}$
ПОДУРОВНИ		
<i>s</i> (эс) <i>p</i> (ре) <i>d</i> (де) <i>f</i> (эф)	элементы группы IA, IIА элементы группы IIIА, IVА, VA, VIA, VIIА, VIIIА элементы побочных подгрупп (B) элементы побочных подгрупп (актиноиды, лантаноиды)	$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\}$ металлы, неметаллы $\left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\}$ все металлы

ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ		
<i>неМе - неМе</i>	ковалентная связь 	неполярная (простые в-ва) H_2, Cl_2, N_2, O_2 полярная (сложные в-ва) HCl, H_2O, NH_3
<i>Ме - неМе</i>	ионная связь	KCl, Na_2S, NaI
<i>Ме - Ме</i>	металлическая связь	характерна для металлов в твёрдом или жидком агрегатном состоянии
молекула –H– молекула	водородная связь 	межмолекулярная между двумя или несколькими молекулами внутримолекулярная в пределах одной молекулы
ПОСТОЯННАЯ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (С. О.)		
С.О. = 0	в молекулах простых веществ	$Cl_2^0, H_2^0, Na^0, Fe^0, O_2^0$
С.О. = +1	элементы группы IA в соединениях Н (кроме гидридов металлов -1)	$(H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)$ $Na^{+1}Cl, K_2^{+1}O, H^{+1}Cl, KH^{-1},$ CaH_2^{-1}
С.О. = +2	элементы группы IIA в соединениях	(Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) $Mg^{+2}Cl_2, Ca^{+2}O, Ca^{+2}H_2.$
С.О. = +3	элементы группы IIIA в соединениях (кроме бора В $H_3^{+1}B^{-3}$)	(Al, Ga, In, Tl) $Al^{+3}Cl_3, Al_2^{+3}O_3$
С.О. = – 1	фтор F	HF^{-1}, OF_2^{-1}
С.О. = – 2	кислород O, (кроме фторида кислорода $O^{+2}F_2^{-1}$, кроме пероксидов $H_2O_2^{-1}$, $K_2O_2^{-1}, Na_2O_2^{-1}$)	$H_2O^{-2}, CaO^{-2}, Al_2O_3^{-2}, K_2O^{-2}$ $O^{+2}F_2$ $H_2^{+1}O_2^{-1}, K_2^{+1}O_2^{-1}, Na_2^{+1}O_2^{-1}$
СУММА С.О. ВСЕХ ЭЛЕМЕНТОВ ВСЕХ СОЕДИНЕНИЙ РАВНА НУЛЮ		
ПОСТОЯННАЯ ВАЛЕНТНОСТЬ (в.)		
в. = I	элементы группы IA	$(H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)$ $\overset{I}{H}Cl, \overset{I}{Na}_2O,$
в. = II	элементы группы IIA O – кислород	$(Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra), O$ $\overset{II}{Mg}\overset{I}{C}l_2, \overset{II}{Ca}O, \overset{II}{Ba}O$
в. = III	элементы группы IIIA	(B, Al, Ga, In, Ti) $\overset{III}{Al}Cl_3, \overset{III}{B}\overset{I}{H}_3$

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ		
Оксиды	MeO $неMeO$	<u>Основные</u> ($Me^{+1+2}O$) K_2O, Na_2O, CaO, BaO <u>Кислотные</u> ($не Me O, Me^{+5,+6,+7}O$) $Na_2O_5, P_2O_5, SO_2, CO_2, V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7$ <u>Амфотерные</u> ($Me^{+3+4}O$) $/BeO, CuO, ZnO/ Al_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3, MnO_2$
Основания = Гидроксиды Щёлочи	$MeOH$ $Me^{+1}OH$	$NaOH, KOH, Ba(OH)_2, Ca(OH)_2, Al(OH)_3,$ $Fe(OH)_2, Fe(OH)_3, Th(OH)_4, Pb(OH)_4$ $Li^{+1}OH, Na^{+1}OH, K^{+1}OH, Rb^{+1}OH, Cs^{+1}OH, Fr^{+1}OH$
Кислоты	HAc	<u>Бескислородные:</u> HF, HCl, HBr, HI, H_2S <u>Кислородосодержащие:</u> HNO_3, H_2SO_4, H_2CO_3 H_3PO_4, HNO_2, H_2SO_3
Соли	$MeAc$	<u>Средние:</u> $KCl, CaSO_4, Al_2(SO_4)_3$ <u>Кислые:</u> $KHS, Ca(HSO_4)_2, Al(H_2PO_4)$ <u>Основные:</u> $CaOHCl, (MgOH)_2SO_4$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

ОСНОВНЫЕ	КИСЛОТНЫЕ	АМФОТЕРНЫЕ
1. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С ВОДОЙ		
<u>Образуется основание</u> $Me^{+1+2}O + H_2O = MeOH$ $Na_2O + H_2O = 2NaOH$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$	<u>Образуется кислота</u> $неMeO + H_2O = HAc$ $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$	<u>Не взаимодействуют</u>
2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ		
<u>с кислотой</u> $Me^{+1+2}O + HAc = MeAc + H_2O$ $MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$ $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$	<u>с основанием</u> $неMeO + MeOH = MeAc + H_2O$ $CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O$ $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$	<u>с кислотой</u> <u>с основанием</u> $Me^{+3+4}O + HAc = MeAc + H_2O$ $+ Me^{+1}OH = Me^{+1}Ac$ $ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $ZnO + NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$
3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ		
<u>с кислотными оксидами</u> $Me^{+1+2}O + неMeO = MeAc$ $MgO + SO_3 = MgSO_4$	<u>с основными оксидами</u> $неMeO + Me^{+1+2} = MeAc$ $SO_3 + CaO = CaSO_4$	<u>с кислотными</u> <u>основными оксидами</u> $Me^{+3+4}O + неMeO = MeAc$ $+ Me^{+1+2}O = Me^{+1+2}Ac$ $ZnO + CO_2 = ZnCO_3$ $ZnO + Na_2O = Na_2ZnO_2$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Щелочи $MeOH(P)$	Амфотерные гидроксиды $MeOH(H)$
<u>1. Действие на индикаторы</u>	
лакмус – синий метилораиж – желтый фенолфталеин – малиновый	—
<u>2. Взаимодействие с кислотными оксидами</u>	
$MeOH + neMeO = MeAc + H_2O$ $NaOH + P_2O_5 = Na_3PO_4 + H_2O$	—
<u>3. Взаимодействие с кислотами</u>	
$MeOH + HAc = MeAc + H_2O$ $KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$	$MeOH + HAc = MeAc + H_2O$ $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$ $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$
<u>4. Взаимодействие со щелочами</u>	
—	$MeOH(H) + MeOH(P) = MeAc + H_2O$ $Zn(OH)_2 + NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$ $Zn(OH)_2 + NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$
<u>5. Обменная реакция с солями</u>	
$MeOH1 + MeAc1 = MeOH2 + MeAc2$ $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = 2KOH + BaSO_4 \downarrow$ $KOH + Fe(NO_3)_3 = Fe(OH)_3 + 3KNO_3$	—
<u>6. Термический распад</u>	
—	$MeOH \xrightarrow{t^\circ} MeO + H_2O$ $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ (*HAc*)

<u>1. Действие на индикаторы</u>
лакмус – красный метилораиж – красный фенолфталеин – бесцветный
<u>2. Взаимодействие с металлами (<i>Me</i>)</u>
(Металлы, которые в ряду активности стоят слева от водорода, вытесняют из кислот водород (кроме HNO_3)) $Me + HAc = MeAc + H_2 \uparrow$ (до H) (кроме HNO_3) $2Na + 2HCl = 2NaCl + H_2 \uparrow$ $Cu + Cl_2 \neq$ $Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
<u>3. Взаимодействие с основными оксидами (<i>MeO</i>)</u>
$MeO + HAc = MeAc + H_2O$ $MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$
<u>4. Взаимодействие с основаниями (<i>MeOH</i>)</u>
$MOH + HAc = MeAc + H_2O$ $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$ $Ca(OH)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$
<u>5. Взаимодействие с солями</u>
$MeAc1 + HAc1 = MeAc2 + HAc2$ $BaCl_2 + H_2SO_4 = 2HCl + BaSO_4 \downarrow$ $AgNO_3 + HCl = HNO_3 + AgCl \downarrow$
<u>6. Термический распад</u>
$HAc \xrightarrow{t^\circ} neMeO + H_2O$ $H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} SO_3 + H_2O$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

<u>1. Взаимодействие с металлами</u>
<p>(Металл активнее, чем металл катиона соли) металл 1 + соль 1 = соль 2 + металл 2</p> $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$ $Cu + FeSO_4 \neq$
<u>2. Взаимодействие со щелочами</u>
<p>основание 1 + соль 1 = основание 2 + соль 2 (↓) или (↓)</p> $3NaOH + AlCl_3 = Al(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$ $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = 2KOH + BaSO_4 \downarrow$ $2KOH + Na_2SO_4 \neq 2NaOH + K_2SO_4$
<u>3. Взаимодействие с кислотами</u>
<p>соль 1 + кислота 1 = соль 2 + кислота 2 (↓) или (слабая)</p> $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3 \begin{matrix} \nearrow CO_2 \\ \searrow H_2O \end{matrix}$
<u>4. Взаимодействие с солями</u>
<p>соль 1 + соль 2 = соль 3 + соль 4 (↓) или (слабая)</p> $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$ $AgNO_3 + KCl = AgCl \downarrow + KNO_3$
<u>5. Термический распад</u> (некоторые соли разлагаются при нагревании)
<p style="text-align: center;">t°</p> <p style="text-align: center;">соль = оксид металла + оксид неметалла</p> $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2$

ОБЩАЯ ХИМИЯ ЧАСТЬ III

Типы химических реакций

I. По изменению качества и количества веществ реакции делятся на:

- | | |
|-----------------------|---------------|
| а) реакция соединения | $A+B=AB$ |
| б) реакции разложения | $AB=A+B$ |
| в) реакции замещения | $A+BC=B+AC$ |
| г) реакции обмена | $AB+CD=AD+CB$ |

II. По изменению энергии реакции делятся на:

- | | |
|--------------------|------------|
| а) экзотермические | $A+B=AB+Q$ |
| в) эндотермические | $A+B=AB-Q$ |

III. По направлению протекания реакции делятся на:

- | | |
|--------------|---|
| а) обратимые | $A+B \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{прямая}} \\ \xleftarrow{\text{обратная}} \end{array} AB$ |
|--------------|---|

- | | |
|----------------|---|
| б) необратимые | $A+B \longrightarrow AB (\downarrow, \uparrow, H_2O)$ |
|----------------|---|

IV. По изменению степени окисления элементов реакции делятся на:

- | | |
|-------------------------------------|--|
| а) неокислительно-восстановительные | $Mg^{+2}O^{-2} + S^{+6}O^{-2} = Mg^{+2}S^{+6}O_4^{-2}$ |
| б) окислительно-восстановительные | $N_2^0 + 3H_2^0 = 2N^{-3}H_3^{+1}$ |

Раствор = вещество + растворитель
(р-р = (в-во) + (р-ль))

Виды концентрации растворов

- процентная (%)	$\omega\% (в-ва) = \frac{m(в-ва)}{m(p-a)} \cdot 100\%$ $m\ p-ра = m\ (p-ля) + m\ (в-ва)$ $m\ p-ра = \rho \cdot V$
- молярная (С) моль/л	$C = \frac{n}{V}; C = \frac{m(в-ва)}{M \cdot V}$ $C = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}$
- нормальная (N)	$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$
- титр (Т)	$T = \frac{m}{V} \text{ г/мл}$
Диссоциация (распад на ионы) <i>MeOH</i> (основания) <i>H Ac</i> (кислоты) <i>Me Ac</i> (соль)	$MeOH \rightleftharpoons Me^+ + OH^-$ $HAc \rightleftharpoons H^+ + Ac^-$ $MeAc \rightleftharpoons Me^+ + Ac^-$
Ионы	(+) катион (-) анион
Водородный показатель (pH)	pH > 7 [OH ⁻] > [H ⁺] – р-ция щелочная pH < 7 [H ⁺] > [OH ⁻] – р-ция кислая pH = 7 [H ⁺] = [OH ⁻] – р-ция нейтральная
Гидролиз солей	$Me\ Ac + HON = MeOH + HAc$ <i>соль вода основание кислота</i>

Тесты
Вариант А

1. Какой ряд содержит только сложные вещества?
а) H_2O , HCl , KCl , CO_2 , CaO ;
б) H_2 , H_2O , O_2 , HCl , CO_2 .
2. Чему равна молярная масса H_2SO_4 ?
а) 49г/моль; б) 98г/моль; в) 20г/моль.
3. Чему равно число Авогадро?
а) $3,01 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;
б) $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;
в) 22,4л.
4. Сколько молей составляют 49г H_2SO_4 ?
а) 1 моль; б) 0,5 моль; в) 2 моль.
5. Формула соединения углерода (IV) с хлором (I):
а) C_4Cl ; б) CCl_4 .
6. Поставьте коэффициенты правильно.
а) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$; б) $2\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$.
7. Объём одного моля газа называется:
а) молярной массой (М);
б) молярным объёмом (V_m);
в) объёмом (V).
8. Азот количеством 0,5 моль (при н.у.) занимает объём:
а) 22,4л (при н.у.)
б) 11,2л (при н.у.)
в) 5,6л (при н.у.)
9. Относительная плотность сероводорода (H_2S) по водороду равна:
а) 34; б) 17; в) 2.
10. Соединение, в котором массовая доля натрия 43,39%, углерода 11,32%, кислорода 45,28% имеет формулу:
а) Na_2CO ; б) Na_2CO_3 ; в) NaCO_3 .
11. 32г меди содержится в сульфиде меди (I) Cu_2S , масса которого равна:
а) 160г; б) 128г; в) 40г.
12. Определите массу 44,8л HCl (при н.у.)
а) 36,5г; б) 73г; в) 7,3г.

Вариант Б

1. Периодический закон элементов открыл:

- а) Д.И. Менделеев; б) М.В. Ломоносов; в) А. Авогадро.

2. Период – это:

- а) горизонтальный ряд элементов; б) вертикальный ряд элементов.

3. Периодическая система состоит из:

- а) 7 периодов 8 групп; б) 8 периодов 7 групп.

4. Периоды могут быть:

- а) малые, большие; б) главные, побочные.

5. В пятом периоде, четвёртой группе, главной подгруппе находится элемент:

- а) олово; б) цирконий; в) мышьяк.

6. Какой элемент имеет более сильные металлические свойства калий или цезий?

- а) калий; б) цезий.

7. Атом состоит из:

- а) электронов, протонов; б) протонов, нейтронов, электронов.

8. Элемент, который содержит 27 протонов, это:

- а) алюминий (Al); б) кобальт (Co).

9. По электронной конфигурации $3s^23p^5$ внешнего уровня атома, определить элемент

- а) магний; б) фосфор; в) хлор.

10. Какой тип связи в молекуле H_2S :

- а) ковалентная полярная связь;
б) ковалентная неполярная связь;
в) ионная связь.

11. Ионная связь в молекуле:

- а) H_2O ; б) H_2 ; в) CaO .

12. Степень окисления серы в молекуле H_2SO_3 :

- а) +2; б) +4; в) +6.

Вариант В

1. Какой ряд содержит только оксиды:

- а) H_2O , CaCl_2 , H_2S , KOH ; б) CO_2 , H_2O , K_2O , CaO .

2. Какой ряд содержит только многокислотные основания:

- а) LiOH , KOH , NaOH ;
б) MgO , Mg(OH)_2 , Al_2O_3 ;
в) Mg(OH)_2 , Al(OH)_3 , Ca(OH)_2 .

3. Какой ряд содержит только одноосновные кислоты:

- а) H_2S , HNO_2 , H_2SO_3 ; б) HCl , HNO_2 , HNO_3 ; в) H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 .

4. Формула соли сульфит калия:

- а) K_2S ; б) K_2SO_3 ; в) K_2SO_4 .

5. Какой ряд содержит только щёлочи:

- а) Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Zn(OH)_2 ;
б) KOH , NaOH , LiOH ;
в) HCl , HF , HBr , HI .

6. Укажите основные оксиды:

- а) K_2O ; б) CO_2 ; в) ZnO .

7. Какие вещества реагируют с кислотами:

- а) P_2O_5 ; б) K ; в) KOH ; г) KCl .

8. С какими веществами реагирует гидроксид железа (III):

- а) HCl ; б) CO_2 ; в) MgCl_2 ; г) H_2SO_4 .

9. С какими металлами реагирует разбавленная серная кислота H_2SO_4 ?

- а) Ag ; б) Ba ; в) Cu ; г) Zn .

10. Какие оксиды реагируют с водой?

- а) K_2O ; б) SO_3 ; в) ZnO ; г) BaO .

11. Укажите кислые соли:

- а) CaCO_4 ; б) CuOHCl ; в) KHS ; г) BaHPO_4 .

12. Укажите формулу гидроксида железа (II)

- а) Fe_2O_3 ; б) Fe(OH)_2 ; в) Fe(OH)_3 ; г) FeO .

Вариант Г

1. Определить тип реакции $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$:
а) реакция замещения;
б) реакция разложения;
в) реакция обмена.
2. Какая реакция экзотермическая?
а) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 - 180 \text{ кДж}$;
б) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 393,5 \text{ кДж}$.
3. Определите окислительно-восстановительную реакцию:
а) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$; б) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow$.
4. При повышении температуры на 10°C скорость реакции:
а) уменьшается в 2-4 раза; б) увеличивается в 2-4 раза.
5. Катализаторы влияют:
а) на смещение химического равновесия;
б) на скорость прямой реакции.
6. Процентная концентрация раствора выражается формулой:
а) $C = \frac{n}{V}$; б) $\omega\% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$.
7. Молярная концентрация – это
а) масса растворённого вещества в 100г раствора;
б) число молей растворённого вещества в 1 (одном) литре раствора.
8. Диссоциация – это распад растворённого вещества:
а) на атомы; б) на ионы.
9. Водородный показатель $\text{pH} > 7$ – это:
а) $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ – щелочная среда; б) $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ – кислая среда.
10. Гидролиз солей – это
а) реакция между ионами; б) реакция соли с водой.
11. Какие соли растворяются в воде:
а) K_2SO_4 ; б) BaSO_4 ; в) CaCO_3 .
12. Соль хлорид меди (II) CuCl_2 образована:
а) сильной кислотой, слабым основанием;
б) слабой кислотой, сильным основанием.