

Федеральное агентство по образованию
Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального
образования
«Нижегородский государственный архитектурно-строительный
университет»

Ю.И. СКОПИНА

Ю.И. Скопина

Х И М И Я

Х И М И Я

Учебное пособие для иностранных граждан

Учебное пособие для иностранных граждан

Нижний Новгород
ННГАСУ
2011

УДК 54(075.8)
ББК 24 я 73
С 44

Научный редактор

Яблоков В.А. – доктор химических наук, профессор ННГАСУ

Рецензенты

Федюшкин И.Л. – доктор химических наук, зав. лаб. ИМОХ РАН

Карпов Г.М. – кандидат педагогических наук, доцент ННГПУ

Скопина Ю.И.

С 44 Химия. [Текст]: учебное пособие /Ю.И. Скопина, Нижегород. гос. архитектур.-строит. ун-т. – Н. Новгород: ННГАСУ, 2011. – 95 с.

В данном учебном пособии изложены представления о строении атомов, молекул, кристаллических веществ, о типах химических связей, о классификации химических реакций, о классах неорганических и органических соединений. Рассмотрены физико-химические превращения вещества с позиций термодинамики и кинетики. Учебный материал изложен с учетом уровня владения иностранными гражданами русским языком. Пособие ориентирует иностранных учащихся на осмысленное овладение курсом на русском языке как иностранном и развитие основных понятий при изучении химии на дальнейших этапах обучения.

Пособие рассчитано на иностранных слушателей подготовительного отделения технических специальностей.

УДК 54(075.8)
ББК 24 я 73

Охраняется законом об авторском праве. Воспроизведение всей книги или любой ее части запрещается без письменного разрешения издателя.

© ННГАСУ, 2011
© Ю.И. Скопина, 2011

1. АТОМЫ. СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА

1.1. Атомы

Новые слова

Атом	atom	atome
Заряд	charge	charge
Заряженный	charged	chargé
Нейтрон	neutron	neutron
Отрицательный	negative	négatif
Поле	field	champs
Положительный	positive	positif
Протон	proton	proton
Электрон	electron	électron
Ядро	nucleus	noyau

Атом – микросистема, которая состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся в поле ядра (рис.1).

Ядро атома – микросистема, которая состоит из протонов и нейтронов.

Заряд ядра атома ($Z_{я}$) равен числу протонов в ядре и числу электронов в атоме Порядковый номер = $Z_{я}$	$Z_{я} = N(p^+) = N(e^-)$
Массовое число (A) – общее число протонов ($Z_{я}$) и нейтронов (N) в атомном ядре	$A = Z_{я} + N(n^0)$

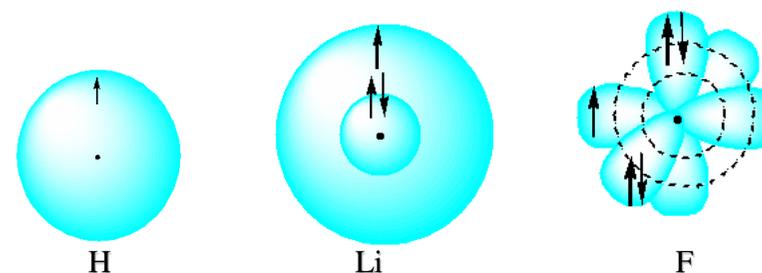


Рис.1. Модели атомов водорода, лития, фтора. В атоме фтора стрелками указаны электроны, расположенные только на p -орбиталях



1. Что такое атом?
2. Дайте определение ядру атома.
3. В чем физический смысл порядкового номера элемента?
4. Какие геометрические формы имеют s-, p- орбитали?

1.2. Квантовые числа

Новые слова и словосочетания

Вращение	rotation	rotation
Главное	principal	principal
Заполнение	filling	remplissement
Заполнять	fill	remplir
Значение	value	valeur
Квантовое	quantum	quantique
Количество	quantity	quantité
Магнитное	magnetic	magnétique
Определять	define	definir
Орбиталь	orbital	orbitale
Орбитальное	orbital	orbitale
Подуровень	sub - level	sous - niveau
Принцип	principle	principe
Порядковый	ordinal	d'ordre
Противоположный	opposite	oppose
Распределение	distribution	distribution
Спин	spin	spin
Спиновое	spin	de spin
Увеличение	increase	accroissement
Уровень	level	niveau
Характеризовать	characterize	caractériser
Число	number	number

Главное квантовое число (n) определяет энергию электрона в атоме [1, с. 79].

$n = 1, 2, 3, 4 \dots$ Чем больше значение n , тем больше энергия электрона в атоме.

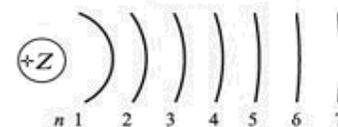


Рис.2. Энергетические уровни атома

Энергетический уровень – совокупность орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа (рис.2).

Орбитальное квантовое число (l) определяет форму орбитали и энергию подуровня: l изменяется от 0 до $(n - 1)$.

Орбиталь – отрицательно заряженная область атома, в которой вероятность пребывания электрона максимальна (рис.3).

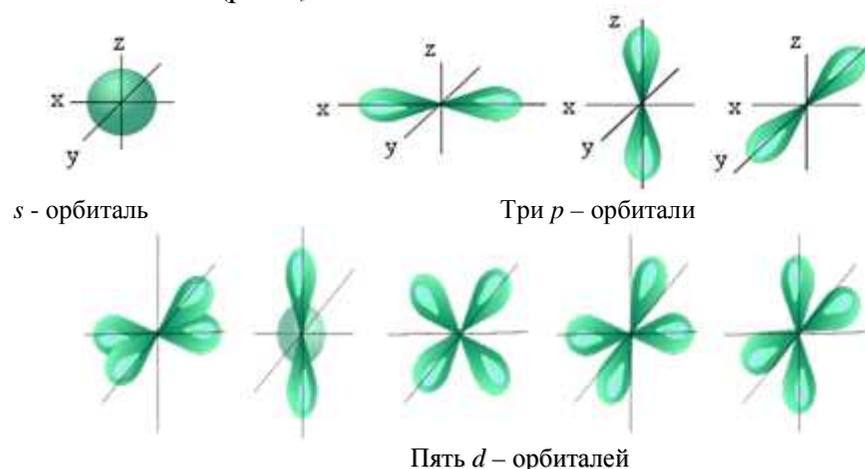


Рис.3. Геометрические формы атомных орбиталей [1, с. 80]

По мере увеличения значения главного квантового числа n увеличиваются размеры орбиталей и возникает разнообразие форм орбиталей. Орбитали имеют разную геометрическую форму. Для атомных орбиталей приняты обозначения:

s -орбиталь имеет форму сферы,

p-орбиталь имеет форму поверхности гантели или восьмерки,

d- и *f*-орбитали имеют более сложные формы.

Энергетический подуровень – группа орбиталей с одинаковыми значениями орбитального квантового числа. Обозначения подуровней, соответствующие главному и орбитальному квантовым числам, представлены в табл.1.

Т а б л и ц а 1

Обозначение подуровней

Значения <i>n</i>	Значения <i>l</i>	Обозначения подуровней
1	0	1 <i>s</i>
2	0,1	2 <i>s</i> , 2 <i>p</i>
3	0,1,2	3 <i>s</i> , 3 <i>p</i> , 3 <i>d</i>
4	0,1,2,3	4 <i>s</i> , 4 <i>p</i> , 4 <i>d</i> , 4 <i>f</i>

Магнитное квантовое число (*m_l*) определяет число орбиталей для данного значения *l*: $m_l = -l, 0, +l$. Число орбиталей с данным значением *l* представлены в табл.2

Т а б л и ц а 2

Число орбиталей с данным значением *l*

Значения <i>l</i>	Значения <i>m</i>	Число орбиталей с данным значением <i>l</i>	Условное обозначение орбиталей
0 (<i>s</i>)	0	1	□ (<i>s</i>)
1 (<i>p</i>)	-1, 0, +1	3	□□□ (<i>p</i>)
2 (<i>d</i>)	-2,-1,0,+1,+2	5	□□□□□ (<i>d</i>)
3 (<i>f</i>)	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7	□□□□□□□ (<i>f</i>)

Спиновое квантовое число (*m_s*) характеризует собственный момент количества движения электрона: $m_s = \pm 1/2$. Квантовый принцип запрета Паули означает: на одной орбитали не может находиться больше двух электронов. Спины их должны быть противоположны, как показано в табл. 3.

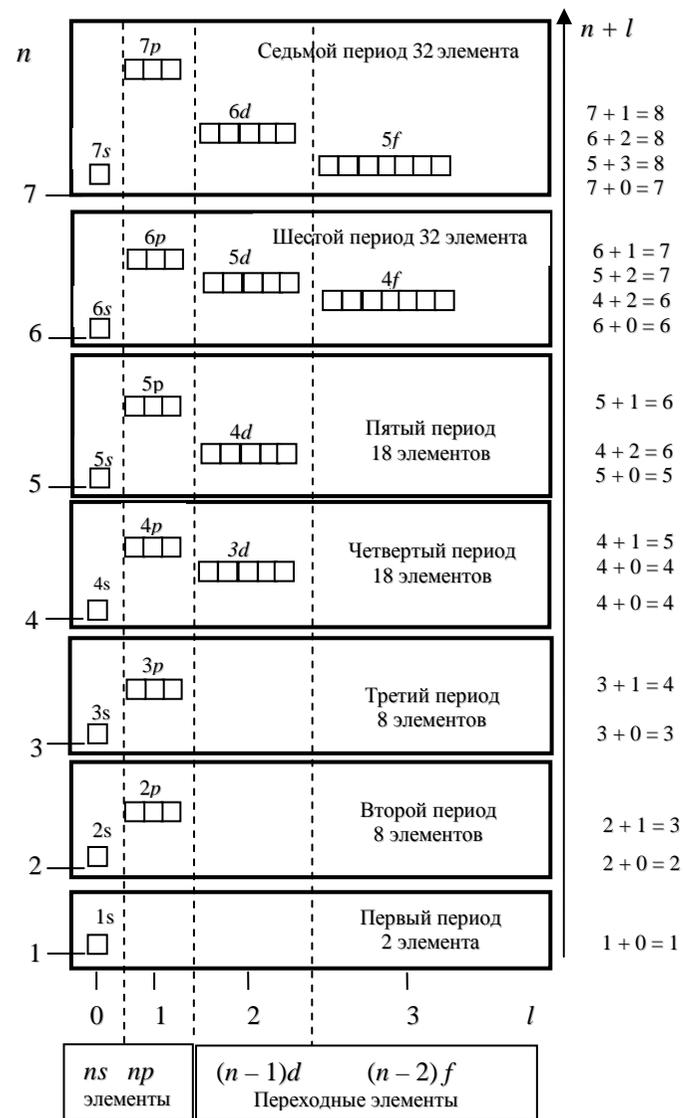


Рис.4. Порядок заполнения электронами энергетических уровней в многоэлектронных атомах

Таблица 3
Правила заполнения энергетических уровней электронами в многоэлектронном атоме

Принцип наименьшей энергии	<p>Электроны заполняют орбитали от низшего к высшему энергетическому уровню (в порядке увеличения энергии). Заполнение происходит по мере роста суммы квантовых чисел ($n+l$). Если сумма ($n+l$) имеет одинаковые значения, то сначала заполняется уровень с меньшим значением n. (рис.4)</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Может быть</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Не может быть</p> </div> </div>
Принцип запрета Паули	<p>На одной орбитали может быть максимум два электрона с противоположными спинами ($m = +1/2, -1/2$)</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Может быть:</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">НЕ может быть:</p> </div> </div>
Правило Гунда	<p>В стабильном состоянии атома сумма спиновых чисел должна быть максимальна ($\sum m_s = \max$)</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Может быть</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Не может быть</p> </div> </div>

Электронная конфигурация (формула) атома – распределение электронов атома по уровням, подуровням, орбиталям. В табл. 4 показан алгоритм составления электронных формул атомов.

Таблица 4
Алгоритм составления электронных формул атомов (на примере йода)

	Операция	Результат
1.	Определите положение элемента в периодической системе (период, группа)	Период 5-й, 17 группа
2.	Определите количество электронов по порядковому номеру элемента	53
3.	Следуйте порядку заполнения электронами энергетических уровней (рис.4)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \overset{\leftarrow}{4s^2} \overset{\leftarrow}{3d^{10}} 4p^6 \overset{\leftarrow}{5s^2} \overset{\leftarrow}{4d^{10}} 5p^5 \rightarrow$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
4.	Отметьте валентные электроны	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} \underline{5s^2 5p^5}$

Валентные электроны – электроны, которые могут принимать участие в образовании атомом химических связей.

Внешние электроны – электроны внешнего энергетического уровня.



1. Что определяет главное квантовое число?
2. Какие значения принимает главное квантовое число?
3. Что такое энергетический уровень?
4. По какой формуле можно вычислить максимальное число электронов на энергетическом уровне?
5. Орбиталь – это ...
6. Что определяет орбитальное квантовое число?
7. Какие значения принимает орбитальное квантовое число?
8. Что такое энергетический подуровень?
9. Что описывает магнитное квантовое число?
10. Какие значения принимает магнитное квантовое число?
11. Что характеризует спиновое квантовое число?
12. Какие значения принимает спиновое квантовое число?
13. Перечислите правила заполнения орбиталей.
14. Принцип наименьшей энергии.

15. Принцип запрета Паули.
16. Правило Гунда.
17. Валентные электроны – это ...
18. Что такое внешние электроны?



1. Для атомов алюминия и серы запишите:
 - а) электронные формулы;
 - б) распределение электронов по энергетическим уровням.
2. Напишите значения главного, орбитального и магнитного квантовых чисел для электронов:
 - а) $4p$ подуровня;
 - б) $5s$ -подуровня
3. Сколько орбиталей содержит $3d$ -подуровень и сколько электронов максимально может находиться на этом подуровне?
4. Сколько электронов может находиться на четвертом энергетическом уровне?
5. Какая электронная конфигурация соответствует иону O^{2-} ?
6. Чему равно число валентных электронов атома с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3d^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$?

1.3. Периодический закон и периодическая система элементов

Новые слова и словосочетания

Актиноид	actinide	actinide
Валентный	valence	valent
Вертикальный	vertical	vertical
Внешний	external	extérieur
Горизонтальный	horizontal	horizontal
Группа	group	groupe
Зависимость	dependence	dépendence
Лантаноид	lanthanide	lanthanide
Переходный	transition	de transition
Период	period	période
Периодический закон	periodic law	loi périodique
Периодическая система	periodic system	système périodique

Подгруппа	sub-group	sous- groupe
Последний	last	dernier
Предпоследний	last but one	avant-dernier
Ряд	row, series	range, série
Свойство	property	propriété

В табл. 5 показана структура периодической системы.

Т а б л и ц а 5

Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система элементов

Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов		
Период	Горизонтальный ряд элементов, в атомах которых электроны заполняют ns - и заканчивают заполнение np -орбиталей	
Номер периода	Число энергетических уровней, заполненных электронами	
Группа	Вертикальный ряд, в котором находятся атомы химических элементов с одинаковым числом электронов на внешней орбитали	
Блок элементов	Заполняемые подуровни	Положение в периодической системе
s -элементы	Заполняется s -подуровень последнего энергетического уровня (ns)	1 и 2 группы – металлы, кроме H и He
p -элементы	Заполняется p -подуровень последнего энергетического уровня (np)	13 – 18 группы – неметаллы
d -элементы	Заполняется d -подуровень предпоследнего энергетического уровня ($(n-1)d$)	3 – 12 группы – переходные металлы
f -элементы	Заполняется f -подуровень второго с конца энергетического уровня ($(n-2)f$)	Лантаноиды и актиноиды



1. Дайте современную формулировку периодического закона.
2. Что такое период?
3. В чем физический смысл номера периода?
4. Дайте определение группе?
5. Что показывает номер группы?

6. Какие группы элементов вы знаете?
7. *s*-элементы – это ...
8. Дайте определение *p*-элементам.
9. Что такое *d*-элементы?
10. *f*-элементы – это ...

-  1. В какой группе и каком периоде периодической системы химических элементов находится элемент с порядковым номером 42? Определите тип этого элемента.
2. Определите состав атомов, если порядковый номер элементов:
 - а) 15;
 - б) 35;
 - в) 63.
 3. Какой заряд ядра имеет химический элемент, у которого:
 - а) на *2p*-подуровне находится 3 электрона;
 - б) на *3s*-орбитали находится 1 электрон [2, с.18].
 4. Почему во втором периоде только восемь химических элементов? Объясните число элементов в периоде, используя значения квантовых чисел и правила заполнения орбиталей.
 5. Составьте электронные формулы химических элементов с порядковыми номерами:
 - а) 20;
 - б) 53;
 - в) 25
 Определите тип этих элементов.

1.4. Свойства атомов

	Новые слова	
Возбужденное состояние	excited state	état excité
Восстановительный	reducing	réductible
Выделение энергии	emission of energy	liberation d'énergie
Выделять(ся)	emit, produce	liberer, roduir
Геометрическая форма	geometrical form	forme géométrique

Ионная связь	ionic bond	liaison ionique
Ковалентная связь	covalent bond	liaison covalent
Неполярная связь	non-polar bond	liaison non polaire
Обменивать(ся)	exchange	échanger
Образование	formation	formation
Образовать(ся)	form	former
Окислительный	oxidizing	oxydant
Окружающая среда	environment	environnement
Отдавать	release	donner
Отрыв	separation	détachement
Отрывать(ся)	separate	détacher (se)
Присоединять(ся)	join	adjoindre (s)
Притягивать(ся)	attract	attire (s)
Радиус атома	radius of atom	rayon de l'atom
Размер	dimension	dimension
Разрыв	break	rupture
Реакция	reaction	réaction
Соударение	collision	collision
Сродство к электрону	affinity to electron	affinité à l'électron
Увеличивать(ся)	increase	augmenter
Уменьшать(ся)	decrease	diminuer
Устойчивая конфигурация	stable configuration	configuration stable
Химическая связь	chemical bond	liaison chimique
Электроотрицательность	electro negativity	électro-négativité
Энергия ионизации	energy of ionisation	énergie d'ionisation

1. Атомы проявляют свойство отдавать и присоединять электроны [3, с. 14].

Энергия ионизации (E_u , кДж/моль) – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от атома (рис.5), например:

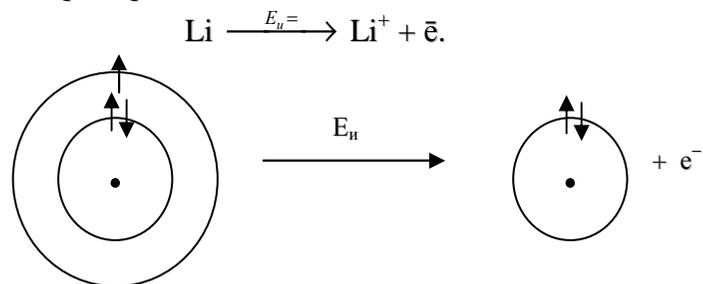
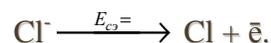


Рис.5. Энергии ионизации атомов элементов первого-пятого периодов

Наблюдается периодически повторяющаяся тенденция увеличения энергии ионизации (E_u) в периодах.

Сродство к электрону (E_{cs} , кДж/моль) – количество энергии, которое нужно для отрыва электрона от отрицательного иона (аниона), например:



Наибольшим сродством к электрону обладают атомы галогенов (17 группа).

Отрыв или присоединение электронов атомами происходит в процессе химического взаимодействия. Для того чтобы решить вопрос, какая способность у взаимодействующих друг с другом атомов преобладает, надо учитывать энергию ионизации и энергию сродства к электрону. Такой комплексной характеристикой является электроотрицательность элемента.

Электроотрицательность (ЭО) – параметр, характеризующий способность атома притягивать к себе электрон (табл.6).

Таблица 6

Электроотрицательность атомов, по Полингу

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,1	S 3,2	Cl 3,5
K 0,91	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

2. Атомы участвуют в реакциях образования химических связей.



3. Атомы обмениваются энергией с окружающей средой (рис.6).

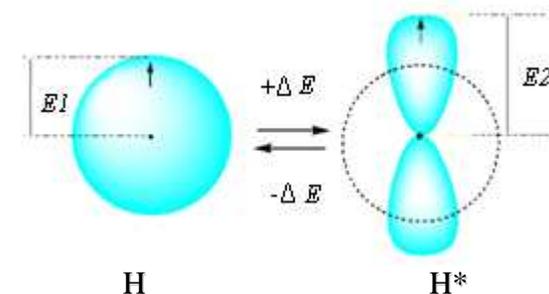


Рис.6. Модель атома водорода, демонстрирующая обмен энергии с окружающей средой при переходе в возбужденное состояние: $\Delta E = E_2 - E_1$

В результате соударения с другими микрочастицами атом переходит в возбужденное состояние. Один из электронов получает дополнительную энергию и переходит на более высокую орбиталь. В соответствии с

законом сохранения энергии обратный процесс сопровождается выделением энергии в том же количестве в виде излученного фотона или соударения с микрочастицей.

4. Атомы проявляют свойство изменять геометрическую форму и размеры (рис.6).

Характер изменения некоторых свойств атомов представлен в табл.7.

Т а б л и ц а 7

Изменение свойств атомов в Периодической системе

Свойство	Направленность изменения свойств	
	В периоде (слева направо)	В группе (сверху вниз)
1. Число энергетических уровней	Не изменяется	Увеличивается
2. Радиус атома	Уменьшается	Увеличивается
3. Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
4. Энергия ионизации	Увеличивается	Уменьшается
7. Металлические свойства	Уменьшаются	Увеличиваются
8. Неметаллические свойства	Увеличиваются	Уменьшаются



1. Назовите четыре свойства атома.
2. Энергия ионизации – это...
3. Энергия сродства к электрону – это...
4. Электроотрицательность – это...
5. Какой атом сильнее отрывает электроны от соседних атомов: кислород или фтор? Почему?
6. Какие свойства атомов вы еще знаете?



1. Расположите атомы элементов Na, Al, Mg, Si, Cl, Ar, S в порядке увеличения радиуса атома.
2. Расположите атомы элементов K, Kr, As, Br, Cr, Mn Sc в порядке уменьшения их сродства к электрону.
3. Какой из элементов O, S, Se, Te является типичным неметаллом?
4. Какой атом Sr, Ba, Ca, Ra обладает наименьшим значением энергии ионизации?
5. У какого элемента – натрия или цезия – наиболее выражены металлические свойства?

2. МОЛЕКУЛЫ И ИОННЫЕ КРИСТАЛЛЫ, СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА

2.1. Химическая связь. Валентность

Новые слова

Вакантный	vacant	vacant
Валентность	valence	valence
Взаимодействие	interaction	interaction
Внешний	external	extérieur
Возбуждение	excitation	excitation
Возбужденное состояние	excited state	état excité
Высший	highest	haut
Неподеленная пара	undivided pair	couple indivisé
Неспаренный электрон	not paired electron	electron non couplé
Низший	lowest	bas
Переменная	variable	variable
Постоянная	constant	constant
Противоположный	opposite	opposé
Удерживать	retain	retenir
Электромагнитный	electromagnetic	électromagnétique

Химическая связь – электромагнитное взаимодействие, которое удерживает систему ядер и электронов в молекулах и кристаллах.

Условия образования химической связи

1. Химическая связь образуется в результате перекрывания атомных орбиталей при участии пары электронов с противоположными спинами (ковалентная связь).

2. В результате перехода электронов от одного атома к другому с образованием противоположно заряженных ионов (ионная связь).

Валентность – число связей, которое образует атом в химическом соединении.



1. Что такое химическая связь?
2. Назовите условия образования химической связи.
3. Что такое валентность?



1. Какова электронная структура третьего слоя возбужденного атома фосфора, который образует три ковалентные связи?
2. Почему валентность углерода в большинстве соединений равна четырем?

2.2. Ковалентная химическая связь в молекулах.

Механизмы образования связи

Новые слова и словосочетания

Акцептор	acceptor	accepteur
Гибридизация	hybridization	hybridation
Донор	donor	donneur
Ковалентная	covalent	covalent
Молекула	molecule	molécule
Область перекрывания	region of overlap	region de chevauchement
(не)Полярная	polar	polaire d'applique
Притягивать	attract	attirer
Связь	bond	liaison

Молекула – микросистема, которая состоит из двух или большего числа ядер и электронов, которые двигаются в поле ядер, и которая содержит ковалентные связи.

Ковалентная химическая связь образуется в результате электромагнитного взаимодействия между

положительно заряженными ядрами и отрицательным зарядом, который находится в области перекрывания атомных орбиталей. Механизмы образования и типы ковалентной связи показаны в табл. 8 и 9.

Т а б л и ц а 8

Механизмы образования ковалентной связи

Обменный	Донорно-акцепторный
<p>Перекрывание двух орбиталей соседних атомов, на каждой из которых есть один электрон</p> $A \uparrow + \downarrow B = A \uparrow \downarrow B$	<p>Перекрывание вакантной орбитали электроакцептора с орбиталью электронодонора, на которой есть пара электронов.</p> <p>Акцептор электронов – атом, у которого есть вакантная орбиталь.</p> <p>Донор электронов – атом, у которого есть одна орбиталь с парой электронов</p> $A \square + \uparrow \downarrow D = A \uparrow \downarrow D$
<p>$1s$ \uparrow $H \cdot + \cdot H \rightarrow H \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{ }} H$</p>	<p>$H \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{ }} N \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{ }} H + H^+ Cl^- \rightarrow [H \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{ }} N \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{ }} H] Cl^-$</p> <p>Донор Акцептор</p> <p>$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$</p>

Т а б л и ц а 9

Типы ковалентной связи

Ковалентная связь	
Неполярная $\Delta(\text{ЭО}) = 0$	Полярная $0 < \Delta(\text{ЭО}) < 2$
<p>F—F</p>	<p>H—F</p>



1. Что такое молекула?
2. Ковалентная химическая связь – это ...
3. Какие вы знаете типы ковалентной химической связи? Дайте определения и приведите примеры.
4. Опишите обменный механизм образования ковалентной химической связи.
5. Опишите донорно-акцепторный механизм образования ковалентной химической связи.
6. Что такое донор?
7. Дайте определение акцептору.



1. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона H_3O^+ ?
2. Определите тип связи в молекулах H-Br , Br_2 .
3. В сторону какого элемента смещаются общие электронные пары в молекулах NH_3 , H_2O , P_2O_3 ?

2.3. Свойства ковалентной химической связи

Новые слова

Выделяться	detach	détacher
Длина связи	length of bond	longueur de liaison
Кратность связи	multiplicity of bond	multiplicité de liaison
Направленность связи	direction of bond	direction de liaison
Перестройка	transformation	transformation
Полярность связи	polarity of bond	polarité de liaison
Прочность связи	stability of bond	stabilité de liaison
Прочный	stable	stable
Смещение	displacement	déplacement
Энергия связи	energy of bond	énergie de liaison
Частичный заряд	partial charge	charge partielle

Энергия химической связи – это количество энергии, которое выделяется при образовании химической

связи, [кДж/моль]. Чем больше энергия связи, тем прочнее связь.

Длина ковалентной связи – это расстояние между ядрами ковалентно связанных атомов молекулы (рис.7).

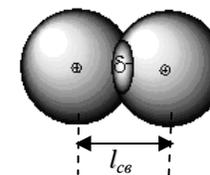


Рис.7. Модель молекулы H_2

Прочность ковалентной связи зависит от энергии связи. Чем больше перекрывание электронных орбиталей связанных атомов, тем больше энергия их связи и тем прочнее молекула. По способу перекрывания электронных орбиталей ковалентная связь делится на σ -связь и π -связь (табл.10).

Таблица 10

Перекрывание орбиталей при образовании ковалентной связи

Ковалентная σ -связь	Ковалентная π -связь
Результат перекрывания орбиталей вдоль линии, которая проходит через ядра атомов	Результат двойного перекрывания p -орбиталей по обе стороны от линии σ -связи
<p>σ-связь</p>	<p>π-связь</p>
Одна область перекрывания	Две области перекрывания
Перекрывание эффективное	Перекрывание менее эффективное
Связь прочная	Связь менее прочная

Прочность молекулы увеличивается с увеличением кратности связи между атомами (табл.11).

Таблица 11

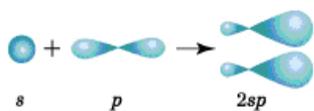
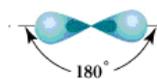
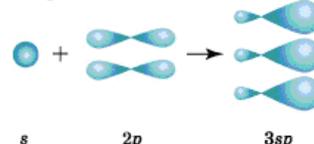
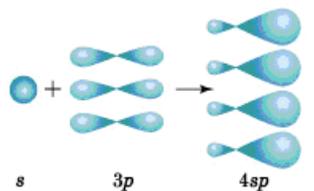
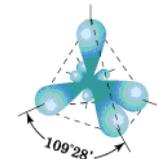
Кратность связи

Одинарная	Двойная	Тройная
σ	$\sigma + \pi$	$\sigma + \pi + \pi$
H-H	O=O	N \equiv N
431 кДж/моль	493 кДж/моль	943 кДж/моль

При образовании химических связей происходит перестройка атомных орбиталей в молекуле по сравнению со свободным атомом (гибридизация). В табл.12 представлены различные типы гибридизации.

Таблица 12

Типы гибридизации

Тип гибридизации	Относительное положение гибридных орбиталей
sp – гибридизация 	Орбитали расположены на одной линии под углом 180° 
sp^2 – гибридизация 	Орбитали расположены в плоскости под углом 120° 
sp^3 – гибридизация 	Тетраэдрическое расположение орбиталей под углом $109^\circ 28''$ 

Валентный угол – угол между химическими связями в молекуле. Величина валентного угла зависит от природы атомов и характера связи.

Полярность связи – смещение электронных пар к атому более электроотрицательного элемента. В результате образуются частичные (избыточные) положительный и отрицательный заряды, которые обозначаются δ^+ и δ^- , например: $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{H}^{\delta-}$. Примеры полярных и неполярных молекул представлены в табл.13.

Таблица 13

Зависимость полярности молекулы от состава и пространственного расположения атомов в молекуле

Неполярная молекула	Полярная молекула
1. Двухатомные молекулы простых веществ <i>Например:</i> H_2 , H – H	1. Двухатомные молекулы сложных веществ <i>Например:</i> HBr, $\text{H} \rightarrow \text{Br}$
2. Многоатомные молекулы сложных веществ <i>Например:</i> CO_2 , O=C=O CH_4 , $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	2. Многоатомные молекулы сложных веществ <i>Например:</i> H_2O , $\begin{array}{c} \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$



1. Что такое энергия химической связи? В каких единицах ее выражают?
2. Длина ковалентной связи – это ...
3. От чего зависит прочность ковалентной связи?
4. Дайте определение σ -связи.
5. Дайте определение π -связи.
6. Как влияет кратность связи на прочность связи?
7. Гибридизация – это...
8. Что такое sp – гибридизация?
9. Что такое sp^2 – гибридизация?
10. Что такое sp^3 – гибридизация?
11. Дайте определение валентному углу.
12. Что такое полярность связи?
13. От чего зависит полярность молекулы?

1. Расположите в порядке увеличения полярности связи Э-Н следующие вещества: H_2O , HF , H_2S , NH_3 .
2. Определите, как изменяется прочность соединений в ряду: HF , HCl , HBr , HI .
3. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите в сторону какого атома происходит смещение электронного облака связи.
4. Напишите электронные формулы строения и укажите тип связи в молекулах Cl_2 , H_2Se . Покажите тип перекрывания орбиталей.
5. В каком гибридном состоянии находится атом азота в молекуле аммиака?
6. Определите число σ -связей в молекулах CH_3COOH , C_2H_4 .

2.4. Ионная химическая связь в кристаллах и ее

характеристики

	Новые слова	
Ион	ion	ion
Ионный	ionic	ionique
Расстояние	distance	distance
Удерживать	retain	retenir

Ионная связь – это взаимодействие противоположно заряженных ионов, которые удерживает их на расстоянии длины химической связи (рис.8).

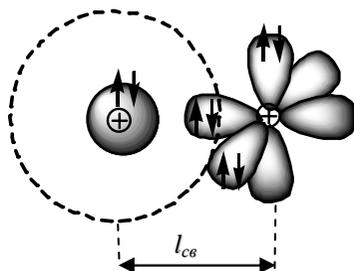


Рис.8. Модель молекулы LiF

Длина ионной связи – расстояние между центрами ионов. Механизм образования ионной связи показан на рис. 9.

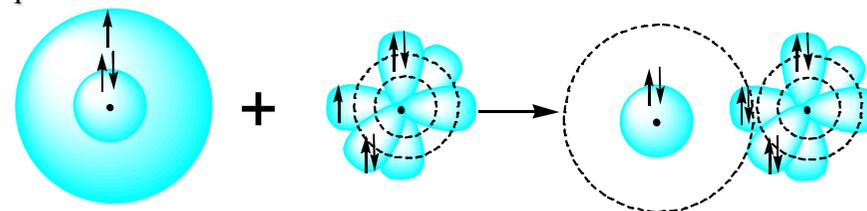


Рис.9. Механизм образования ионной связи



1. Дайте определение ионной химической связи.
2. Длина ионной связи – это...
3. Какие частицы образуют кристалл хлорида натрия NaCl ?



1. Вещество с ионной связью имеет формулу:

а) HCl ;	в) SO_2 ;
б) CF_4 ;	г) KBr
2. В каком веществе есть одновременно ионные и ковалентные химические связи:

а) NaCl ;	в) Na_2SO_4 ;
б) HCl ;	г) H_3PO_4
3. Какая из связей характеризуется большей степенью ионности:

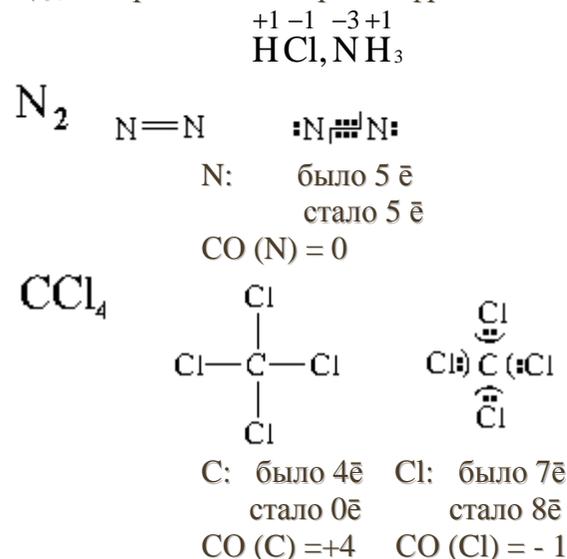
а) Na-F ;	в) Fe-F ;
б) Mg-F ;	г) Ge-F

2.5. Степень окисления

	Новые слова	
Делить	divide	diviser
Степень окисления	degree of oxidation	degree d'oxidation
Смещаться	displace	déplacer

Степень окисления атома – заряд, который имел бы атом в молекуле (в кристалле), если бы все электронные пары полярных ковалентных связей полностью сместились к более электроотрицательному атому.

Степень окисления обозначают цифрами со знаками (+) или (-), которые ставят перед цифрой.



Высшая степень окисления атома элемента равна номеру группы, в которой находятся данный элемент в системе элементов. Это следует из того, что атом может отдать (полностью или частично) только свои валентные электроны, а их число у него как раз и равно номеру группы. Так, высшая $\text{CO (K)} = +1$, $\text{CO (Al)} = +3$, $\text{CO (C)} = +4$, $\text{CO (Cl)} = +7$ и так далее.

Низшая степень окисления атома элемента равна номеру группы минус 8 и не может быть по абсолютной величине больше четырех. Это связано с тем, что атом может принимать электроны (полностью или частично) только на валентные подуровни, стремясь дополнить свою электронную конфигурацию до конфигурации благородного газа. Так, низшая $\text{CO (N)} = -3$, $\text{CO (O)} = -2$, $\text{CO (Cl)} = -1$ и так далее.

Правила определения степеней окисления атомов

1. Степень окисления атомов в простом веществе равна 0 (O_2^0).
2. В бинарных соединениях степень окисления у элементов с большей относительной электроотрицательностью отрицательная, а с меньшей – положительная.
3. Все металлы имеют положительную степень окисления.
4. Степень окисления металлов 1 группы всегда равна +1, *например*, Na^+, Li^+
5. Степень окисления металлов 2 группы всегда равна +2, *например*, $\text{Ca}^{+2}, \text{Ba}^{+2}$
6. Водород имеет в соединениях степень окисления +1. *Исключение:* гидриды (соединения водорода с металлами первой-второй групп, степень окисления -1, *например*, NaH^-).
7. Кислород имеет степень окисления -2. *Исключение:* соединения кислорода с фтором OF_2^{+2-} и в пероксидах $\text{H}_2\text{O}_2^{+1-1}$ - степень окисления кислорода (-1).
8. Фтор имеет степень окисления -1, *например*, HF^- .
9. В молекулах алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учётом числа их атомов равна 0.
10. В ионных соединениях степень окисления элементов равна заряду их иона.

Количественная характеристика степени окисления и валентности представлена в табл.14 и 15.

Т а б л и ц а 14

Алгоритм определения степени окисления центральных атомов в соединении, состоящем из трех атомов

Действие	Пример
1. Сравнить значения относительной электроотрицательности элементов, выделить элементы с наибольшим и наименьшим значениями относительной электроотрицательности	H_2SO_4
2. Записать значения известных степеней окисления	$\begin{matrix} +1 & -2 \\ \text{H}_2 & \text{SO}_4 \end{matrix}$
3. Вычислить степень окисления третьего элемента в соответствии с правилом 7	$\begin{matrix} +1 & x & -2 \\ \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 \end{matrix}$ $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$ $+2 + x - 8 = 0$ $x = +6$

Т а б л и ц а 15

Валентность \neq Степень окисления

Валентность	Степень окисления
1. Валентность — способность атомов химических элементов образовывать определенное число ковалентных химических связей	1. Степень окисления — условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения о том, что все электроны сместились к более электроотрицательному атому
2. Валентность не может быть равна 0	2. Степень окисления может быть и отрицательной, и положительной, и равной 0. Диапазон значений: от -4 до +7 (очень редко +8)
3. Валентность определяется числом электронов, которое данный атом затрачивает на образование химических связей с другими атомами. Для ионных соединений понятие валентности формально. В ковалентных соединениях валентность равна числу общих электронных пар с другими атомами	3. Величина степени окисления определяется числом условно принятых или отданных электронов

Общим для понятий «валентность» и «степень окисления» является то, что они представляют собой количественную характеристику способности атомов одного химического элемента соединяться с определенным числом атомов другого химического элемента.

Различия этих понятий в том, что степень окисления — это формальная характеристика, валентность — реальная.



1. Дайте определение степени окисления.
2. Какие Вы знаете элементы с постоянной степенью окисления?
3. У каких элементов переменная степень окисления?
4. Чему равна высшая степень окисления химического элемента?
5. Как можно найти низшую степень окисления элемента?
6. Какие Вы знаете исключения из правил определения степени окисления?



1. Укажите вещество, в котором атом азота имеет низшую степень окисления:

а) NaNO_2 ;	в) N_2O_5 ;
б) N_2O_3 ;	г) Na_3N
2. Степень окисления атома углерода равна его валентности в молекуле:

а) CO ;	в) CH_4 ;
б) CO_2 ;	г) C_2H_6
3. Определите степень окисления элементов по формулам их соединений:

а) K_2CrO_4 ;	в) H_3PO_4 ;
б) HVO_3 ;	г) Na_2SO_3

2.6. Металлическая связь

Новые слова и словосочетания

Кристаллическая решетка	lattice crystal	grille cristalline
Подвижный Узел	mobile node	mobile noeud

Металлическая связь – электромагнитное взаимодействие, которое удерживает положительно заряженные ионы в узлах кристаллической решетки подвижными электронами («электронным газом») (рис.10).

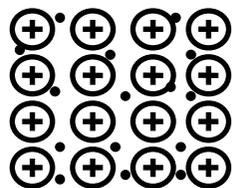


Рис.10. Модель металлической кристаллической решетки (черными точками обозначены электроны)

Длина металлической связи это расстояние между узлами кристаллической решетки, в которых расположены положительно заряженные ионы.



1. Дайте определение металлической связи.
2. Что такое длина металлической связи?
3. Какие частицы образуют кристалл железа?

3. МИР МАКРОСИСТЕМ

3.1. Твердые, жидкие и газообразные вещества

	Новые слова	
Блеск	glitter	éclat
Газ	gas	gaz
Диполь	dipole	dipôle
Жидкость	liquid	liquide
Идеальный газ	ideal gas	gaz idéal
Кристалл	crystal	cristal
Оксид	oxide	oxyde
Пластичный	plastic	plastique
Сжижаться	liquefies	liquéfié
Соль	salt	sel

Текучесть	fluidity	fluidité
Теплопроводность	heat conductivity	conductibilité de la chaleur
Твердый	solid	solide
Упорядоченный	regulate	régulier
Хрупкий	friable	friable
Щелочь	alkali	alkali
Электропроводность	electro conductivity	conductibilité de la électro

Макросистема – твердое, жидкое или газообразное тело, которое состоит из взаимосвязанных атомов, молекул или ионов. В кристаллическом веществе атомы, молекулы или ионы располагаются в строгом порядке в узлах кристаллической решетки. По типу химических связей или межмолекулярных взаимодействий твердые тела делятся на ковалентные, ионные, молекулярные и металлические кристаллические вещества (табл.16).

Кристаллические решетки, проявляющие твердость и хрупкость, представлены на рис.11, а твердость и пластичность на рис.12.

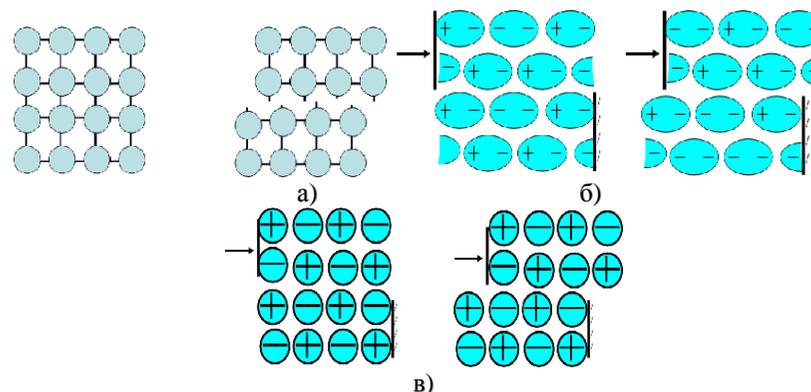
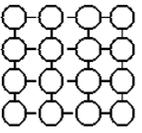
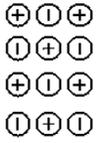


Рис.11. Твердость и хрупкость кристалла с ковалентной кристаллической решеткой (а), молекулярного кристалла (б), ионного кристалла (в)

Типы кристаллических решеток и свойства соединений

Кристаллическая решетка		
Атомная	Молекулярная	Ионная
В узлах – атомы, ковалентно связанные друг с другом (углерод, кремний). 	В узлах – молекулы-диполи <i>Диполь</i> – совокупность двух равных по величине разноименных зарядов (δ), которые находятся на расстоянии (l) друг от друга 	В узлах чередуются положительно заряженные и отрицательно заряженные ионы (соли, щелочи, основные оксиды) 
Свойства		
Высокая $t_{пл}$ Твёрдость и хрупкость (рис.11 а)	Низкая $t_{пл}$ Твёрдость и хрупкость (рис.11 б)	Высокая $t_{пл}$ Твёрдость и хрупкость (рис.11 в)
Низкая теплопроводность и электропроводность	Не проводят электрический ток	Низкая теплопроводность и электропроводность
		Высокая $t_{пл}$ Твёрдость и пластичность (рис.12) Электроны в момент удара успевают переместиться и удержать ионы в новом положении Теплопроводность и электропроводность. Металлический блеск

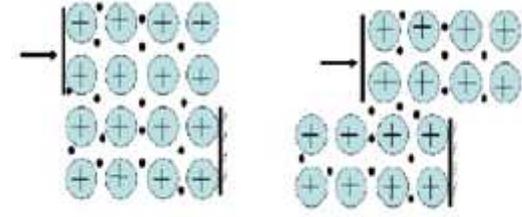
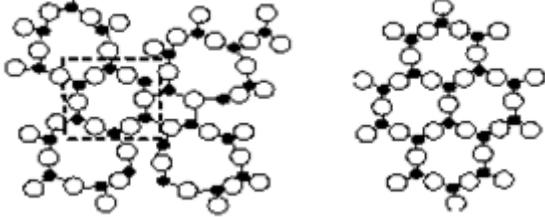


Рис.12. Твёрдость и пластичность (ковкость) металла
Сопоставление свойств твёрдых тел, жидкостей и газов представлено в табл. 17 и 18.

Таблица 17

Общая характеристика аморфных и кристаллических веществ

Аморфное состояние	Кристаллическое состояние
Не имеют строго упорядоченной кристаллической структуры	Имеют строго упорядоченную кристаллическую структуру
Ближний порядок расположения частиц	Дальний порядок расположения частиц
 <p>а) б)</p>	
Строение оксида кремния: а) аморфного; б) кристаллического. Черные кружки – атомы кремния, белые – атомы кислорода. Пунктиром выделен ближний порядок в беспорядке аморфного вещества	
Термодинамическая нестабильность (большой запас внутренней энергии)	Термодинамическая устойчивость (малый запас внутренней энергии)
Текучесть	Обладают элементами симметрии
Примеры: органические полимеры – стекло, янтарь и т.д.	Примеры: углерод (алмаз, графит), твердые соли, металлы, сплавы

Свойства жидкости и газа

Жидкость	Газ
1. В жидкостях происходит беспорядочное движение атомов (жидкий аргон), молекул (вода), ионов (расплав NaCl)	1. В газах происходит беспорядочное движение атомов или молекул
2. Жидкости текут, заполняют сосуд, принимая форму сосуда	2. Газы занимают весь предоставленный объем Идеальный газ – предельное состояние реального газа при бесконечно малом давлении <i>Уравнение состояния идеального газа</i> $PV = nRT$ P – давление [Па] V – объем [м ³] n – количество вещества [моль] T – температура [К] R – газовая постоянная $R = 8,314$ [Дж/моль·К]
3. В жидкостях силы электромагнитного взаимодействия (притяжения или отталкивания) удерживают микрочастицы на близких расстояниях, поэтому жидкости имеют высокую плотность и малую сжимаемость	3. В газах силы электромагнитного взаимодействия отсутствуют



1. Что такое микросистема?
2. Чем отличаются кристаллические вещества от аморфных?
3. Какие частицы находятся в узлах атомной кристаллической решетки? И какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?
4. Какие частицы находятся в узлах молекулярной кристаллической решетки? И какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?
5. Какие частицы находятся в узлах ионной кристаллической решетки? И какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?

6. Какие частицы находятся в узлах металлической кристаллической решетки? И какие свойства имеют соединения с таким типом кристаллической решетки?
7. Перечислите свойства жидкости.
8. Назовите свойства газа.



1. Образец газа массой 1,236 г при температуре 20°C и давлении 1 атм занимает объем 512 см³. Вычислите относительную молекулярную массу газа.
2. Плотность некоторого углеводорода равна 2,34 г/л при давлении 1,3 атм и температуре 25 °С. Установите формулу углеводорода.

3.2. Химические реакции

Новые слова и словосочетания

Восстановитель	reducing agent	réducteur
Восстановительный	reducing	réduction
Восстановленный	reduced	réduction
Гетерогенный	heterogeneous	hétérogène
Гомогенный	homogeneous	homogène
Замещение	substitution	substitution
Замещать	substitute	substituer
Исходное вещество	reactant	réactif <i>m.</i> corps
Направление	direction	direction
Обмен	interchange	interchange
Обмениваться	exchange	échanger
Обратимый	reversible	réversible
Окисленный	oxidized	oxydé
Окислитель	oxidizing agent	oxydant
Окислительный	oxidative	oxidative
Продукт	product	produit
Разложение	decomposition	décomposition
Разлагаться	decompose	(se) décomposer

Соединение	connection	jonction
Соединяться	connect	(se) joindre
Тепловой эффект	thermal effect	effect thermique
Фазовый	phase	de phase
Экзотермический	exothermic	exothermique
Эндотермический	endothermic	endothermique

Химическая реакция – это процесс, в результате которого из одних веществ образуются другие, имеющие другой состав и строение.

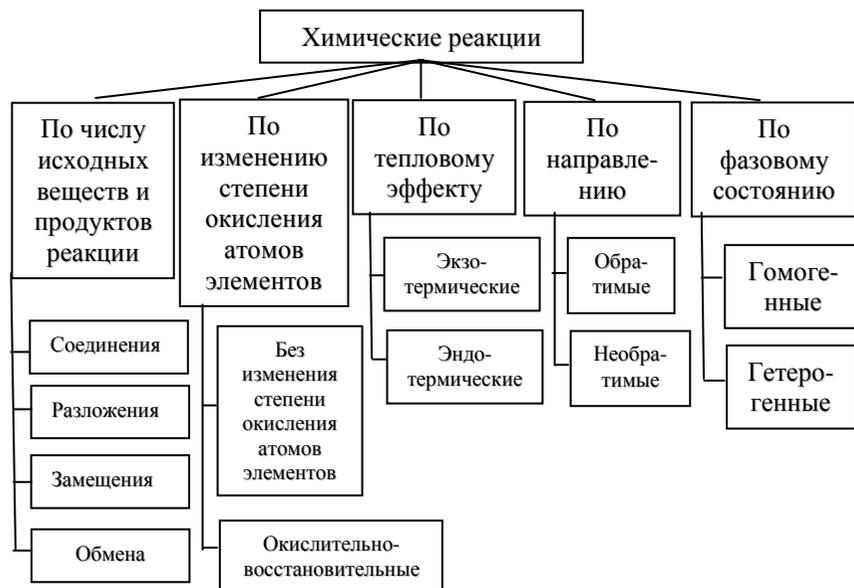


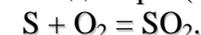
Схема 1. Классификация химических реакций

1. По числу исходных веществ и продуктов реакции

Реакции соединения – это реакции, в которых из двух или более веществ образуется одно сложное вещество:



Например, получение оксида серы (IV):



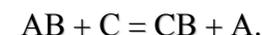
Реакции разложения – это реакции, в которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ:



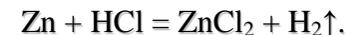
Например, разложение нитрата калия:



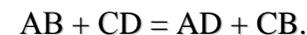
Реакции замещения – это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают часть сложного вещества:



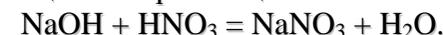
Например, взаимодействие металлов с кислотами в растворе:



Реакции обмена – это реакции, в которых два сложных вещества обмениваются своими частями:



Например, реакция нейтрализации:



2. По изменению степени окисления атомов элементов

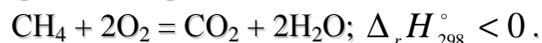
Реакции, идущие без изменения степени окисления.

Например, реакция разложения гидроксида железа (III):



Реакции, идущие с изменением степени окисления (окислительно-восстановительные реакции).

Например, реакция горения метана:



Эндотермические реакции – реакции, которые протекают с поглощением энергии в форме теплоты.

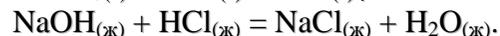
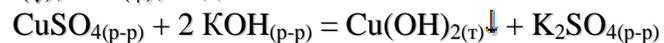
Например, разложение карбоната кальция:



4. По направлению

Необратимые реакции – реакции, которые протекают в данных условиях только в одном направлении.

Например, реакции, в результате которых образуется осадок (↓), газ (↑), вода:



Т а б л и ц а 22

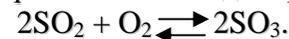
Алгоритм составления ионных уравнений

Действие	Пример
1. Записать молекулярное уравнение реакции	$\text{MgCl}_{2(p-p)} + 2\text{AgNO}_{3(p-p)} \rightarrow 2\text{AgCl}_{(t)} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_{2(p-p)}$
2. Определить растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости	$\overset{p}{\text{MgCl}}_2 + 2\overset{p}{\text{AgNO}}_3 \rightarrow 2\overset{n}{\text{AgCl}} + \overset{p}{\text{Mg}(\text{NO}_3)}_2$
3. Записать полное ионное уравнение реакции	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
4. Составить сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$

Качественные реакции на катионы и анионы представлены в приложениях 1,2.

Обратимые реакции – реакции, которые протекают в данных условиях только в двух противоположных направлениях.

Например, образование оксида серы (VI):



5. По фазовому состоянию

Гетерогенные реакции – реакции, в которых исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах).

Например: $2\text{Al}(t) + 3\text{CuCl}_2(p-p) = 3\text{Cu}(t) + 2\text{AlCl}_3(p-p)$.

Гомогенные реакции – реакции, в которых исходные вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии (в одной фазе).

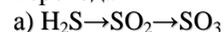
Например: $\text{H}_2(t) + \text{F}_2(t) = 2\text{HF}(t)$.



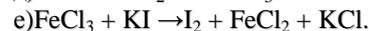
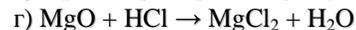
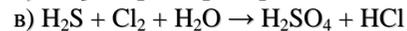
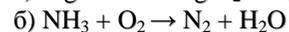
1. На какие типы делятся химические реакции по количеству и составу реагирующих веществ?
2. Дайте определение реакции соединения.
3. Что такое реакция разложения?
4. Дайте определение реакции замещения.
5. Что такое реакция обмена?
6. Дайте определение окислительно-восстановительной реакции.
7. Что такое окислитель?
8. Восстановитель – это ...
9. Что такое окисление?
10. Дайте определение восстановлению.
11. Какие вы знаете окислители?
12. Назовите вещества, которые являются восстановителями.
13. Перечислите вещества, которые одновременно проявляют и окислительные и восстановительные свойства.
14. На какие типы делятся реакции по тепловому эффекту?
15. Экзотермическая реакция – это ...
16. Что такое эндотермическая реакция?
17. На какие типы делятся реакции по направлению?
18. Обратимая реакция – это...
19. Дайте определение необратимой реакции.



1. Определите окисляется или восстанавливается сера при переходах:

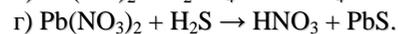
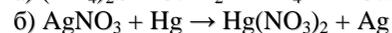


2. Определите, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:



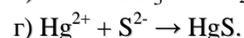
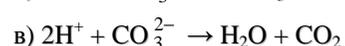
Укажите окислитель и восстановитель, окислительные и восстановительные процессы. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса.

3. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций:



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.

4. Напишите молекулярное и полное ионное уравнение реакций:



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.

5. Подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:



3.3. Классы неорганических соединений

	Новые слова	
Кислота	acid	acide
Оксид	oxide	oxyde
Основание	base	base
Соль	salt	sel <i>m.</i>

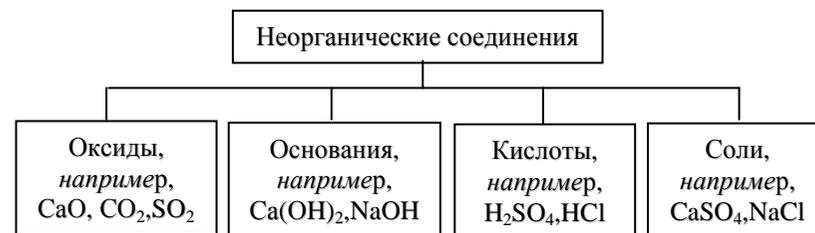


Схема 3. Классификация неорганических соединений

Оксиды – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов кислорода и атомов другого элемента.

Основания – сложные вещества, молекула которых состоит из одного атома металла и нескольких гидроксогрупп.

Кислоты – сложные вещества, молекула которых состоит из атомов водорода и кислотного остатка.

Соли – сложные вещества, молекула которых состоит из атомов металла и кислотного остатка.



1. Дайте определение оксида.
2. Что такое основание?
3. Что такое кислота?
4. Дайте определение соли.

3.4. Оксиды

	Новые слова	
Амфотерный	amphoteric	amphotère
Кислотный	acid	acide
Концентрированный	concentrated	concentré
Номенклатура	nomenclature	nomenclature <i>f.</i>
Основной	basic	basique
Получение	obtaining, receiving	obtention
Раствор	solution	solution <i>f.</i>
Щелочь	alkali	alkali

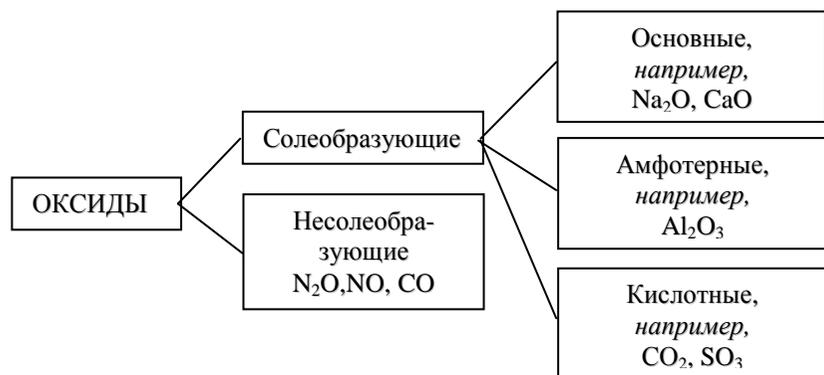


Схема 4. Классификация оксидов

Номенклатура оксидов

1. Если элемент имеет **постоянную** валентность, то используется модель:
- 2.

чего?
 Оксид + название элемента (п.2)

Например: ZnO – оксид цинка.

3. Если элемент имеет **переменную** валентность, то используется модель:

чего?
 Оксид + название элемента (п.2)+ (значение валентности)

Например: $\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}}$ – оксид меди (II);
 $\overset{+1}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}}$ – оксид меди (I)

Физические свойства

Газ	Жидкость	Твердое в-во
CO ₂	H ₂ O	основные
SO ₂	SO ₃	амфотерные
NO	Cl ₂ O ₇	SiO ₂
NO ₂		P ₂ O ₅
		CrO ₃

Физико-химические свойства оксидов (табл.23)

Щелочные, щелочно-земельные, кислотные (кроме SiO₂) оксиды растворяются в воде.

Например: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

$\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$.

Получение оксидов

1. Горение
 - а) простых веществ:
 $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
 - б) сложных веществ:
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
2. Разложение
 - а) солей (*соли щелочных металлов не разлагаются):
 $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - б) нерастворимых оснований:
 $2\text{Fe(OH)}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - в) кислот:
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Химические свойства амфотерных оксидов

1. Амфотерный оксид + кислота → соль + вода
 $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Амфотерный оксид + щелочь → соль + вода
 $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Химические свойства оксидов

Основные оксиды	Кислотные оксиды
1. Основной оксид + кислота → соль + вода $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1. Кислотный оксид + основание → соль + вода $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. Основной оксид + вода → растворимое основание (щёлочь) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$!В воде растворяются только оксиды металлов 1 и 2 групп, кроме Mg, Be, оксиды других металлов не растворяются в воде	2. Кислотный оксид + вода → кислота $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$!Кислотные оксиды все растворяются в воде, кроме Si_2O .
3. Основной оксид + кислотный оксид → соль $\text{BaO} + \text{SO}_3 = \text{BaSO}_4$	
	4. Кислотные оксиды вытесняют более летучие кислотные оксиды из солей: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$



1. Что такое оксид?
2. На какие группы делятся оксиды?
3. Что такое основной оксид? Приведите примеры.
4. Почему основные оксиды называют основными?
5. Что такое амфотерный оксид? Приведите примеры.
6. Почему амфотерные оксиды называют амфотерными?
7. Что такое кислотный оксид? Приведите примеры.
8. Почему кислотные оксиды называют кислотными?
9. Почему несоллеобразующие оксиды называют так?
10. Какие вы знаете способы получения оксидов?
11. С какими веществами реагируют основные оксиды?
12. С какими веществами реагируют кислотные оксиды?



1. Назовите оксиды и классифицируйте их: N_2O , PbO_2 , SiO , SO_3 , CaO , Fe_2O_3 , MnO_2 , Ag_2O , BaO , Cl_2O .
2. Составьте формулы оксидов: S (IV), Cu (II), Fe (III), Hg (II), N (V), P (V). Какие из этих оксидов реагируют с водой? Напишите уравнения этих реакций.

3. Какой из оксидов реагирует с оксидом калия? Напишите уравнение реакции.
 - а) оксид калия;
 - б) оксид меди (II);
 - в) оксид углерода (IV);
 - г) оксид алюминия.
4. С какими из перечисленных веществ реагирует оксид кальция: NaOH , CuO , H_2O , HCl , CO_2 , P_2O_5 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций и определите их тип.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2$
Определите тип химических реакций.
6. Определите массу соли, которая образуется при взаимодействии 8г оксида магния с серной кислотой H_2SO_4 .
7. Какой объем кислорода (н.у.) нужен для сгорания 0,1 моль фосфора? Сколько оксида фосфора (V) образуется в результате реакции?

3.5. Основания

Новые слова

Диссоциация	dissociation	dissociation
Индикатор	indicator	indicateur
Лакмус	lacmus	tournesol
Метилоранж	methyl orange	méthylorange
Растворимость	solubility	solubilité
Раствор	solution	solution
Сильный	strong	fort
Слабый	weak	faible
Среда	medium	milieu
Степень	deegree of	deegree de
диссоциации	dissociation	dissociation
Ступенчатый	stepped	à gradins
Фенолфталеин	phenolphthalein	phénolphthaléine
Электролиз	electrolysis	électrolyse



α – степень диссоциации

Схема 5. Классификация оснований

Номенклатура оснований

- Если металл имеет **постоянную** степень окисления, то используется модель:

чего?
Гидроксид + название металла (п.2)

Например: Ca(OH)_2 – гидроксид кальция.

- Если металл имеет **переменную** степень окисления, то используется модель:

чего?
Гидроксид + название металла (п.2) + (значение валентности)

Например: $\overset{+2}{\text{Fe}}(\overset{-1}{\text{OH}})_2$ – гидроксид железа (II);

$\overset{+3}{\text{Fe}}(\overset{-1}{\text{OH}})_3$ – гидроксид железа (III).

Физико-химические свойства оснований (табл. 24,25,26).

Физические свойства

Твердые основания + H_2O → едкие растворы щелочей

Т а б л и ц а 24

Получение оснований

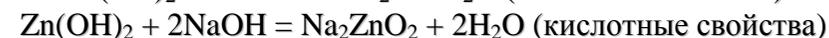
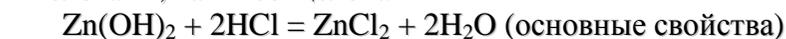
Щелочи	Нерастворимые в воде
1. Электролиз водных растворов солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$	1. Соль + щёлочь → нерастворимое основание + другая соль
2. Активный металл + вода → щёлочь + $\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$!В соли должен содержаться металл, который может образовать нерастворимое основание
3. Оксид металла + вода → щёлочь $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ca(OH)}_2$	

Т а б л и ц а 25

Химические свойства оснований

Щелочи	Нерастворимые в воде основания
1. Реагируют с кислотами $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1. Реагируют с кислотами $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. При нагревании не разлагаются	2. При нагревании разлагаются $2\text{Fe(OH)}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
3. Реагируют с растворами солей $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} = 2\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$	3. С растворами солей НЕ реагируют
4. Реагируют с кислотными оксидами $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	4. С кислотными оксидами НЕ реагируют
5. Действуют на индикаторы	
$\text{Ba(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	ступенчатая диссоциация
$\text{Ba(OH)}_2 \leftrightarrow \text{BaOH}^+ + \text{OH}^-$	$\alpha_1 > \alpha_2$
$\text{BaOH}^+ \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-$	

Амфотерность – свойство оксидов и гидроксидов металлов, которые могут взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами



Т а б л и ц а 26

Изменение окраски индикатора в зависимости от среды (рН)

	Среда кислотная рН<7	Среда нейтральная рН=7	Среда основная рН>7
Лакмус	Красная окраска	Фиолетовая окраска	Синяя окраска
Метилоранж	Розовая окраска	Оранжевая окраска	Жёлтая окраска
Фенолфталеин			Малиновая окраска



1. Что такое основание?
2. По каким признакам делятся основания?
3. На какие группы делятся основания по растворимости?
4. Что такое растворимое основание? Приведите примеры.
5. Что такое нерастворимое основание? Приведите примеры.
6. На какие группы делятся основания по числу гидроксогрупп?
7. Что такое однокислотное основание? Какие вы знаете однокислотные основания?
8. Что такое двухкислотное основание? Ва(ОН)₂ – это двухкислотное основание? Почему?
9. К какому типу оснований относится гидроксид хрома (III)? Почему?
10. Какие вы знаете способы получения щелочей?
11. Как можно получить нерастворимое основание?
12. С какими веществами реагируют щёлочи?
13. С какими веществами реагируют нерастворимые основания?
14. Какие вы знаете индикаторы?
15. Какое значение рН имеет основная среда?
16. Какое значение рН имеет кислотная среда?
17. Какое значение рН имеет нейтральная среда?



1. Назовите основания и классифицируйте их:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| а) КОН; | д) Zn(OH) ₂ ; |
| б) Ва(ОН) ₂ ; | е) Cr(OH) ₃ ; |
| в) Рь(ОН) ₂ ; | ж) Al(OH) ₃ |
| г) Cu(OH) ₂ ; | з) NaOH |

Составьте уравнения электролитической диссоциации.

2. Составьте уравнения реакций по схеме:

- а) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$;
- б) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$;
- в) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$

Назовите продукты реакций. Определите тип химических реакций.

3. Составьте формулы веществ по их названиям:

- а) гидроксид марганца (II);
- б) гидроксид натрия;
- в) гидроксид магния;
- г) гидроксид железа (II);
- д) гидроксид олова (II).

Какие из этих оснований являются нерастворимыми в воде?

4. С какими из перечисленных веществ реагирует гидроксид кальция:

- а) с водой;
- б) с гидроксидом натрия;
- в) с соляной кислотой HCl;
- г) с оксидом углерода (IV);
- д) с оксидом фосфора (V);
- е) с оксидом меди (II);
- ж) с серной кислотой H₂SO₄;
- з) с гидроксидом бария?

Напишите уравнения реакций и определите их тип.

5. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ:

- а) гидроксида калия;
- б) гидроксида аммония;
- в) гидроксида кальция.

6. Сколько литров кислорода выделяется (н.у.) при взаимодействии 0,2 моля кальция с водой?

7. Определите массу сульфата бария ВаSO₄, которая образуется при взаимодействии 17,1г гидроксида бария с серной кислотой H₂SO₄.

8. Установите соответствие между оксидом и соответствующим ему основанием

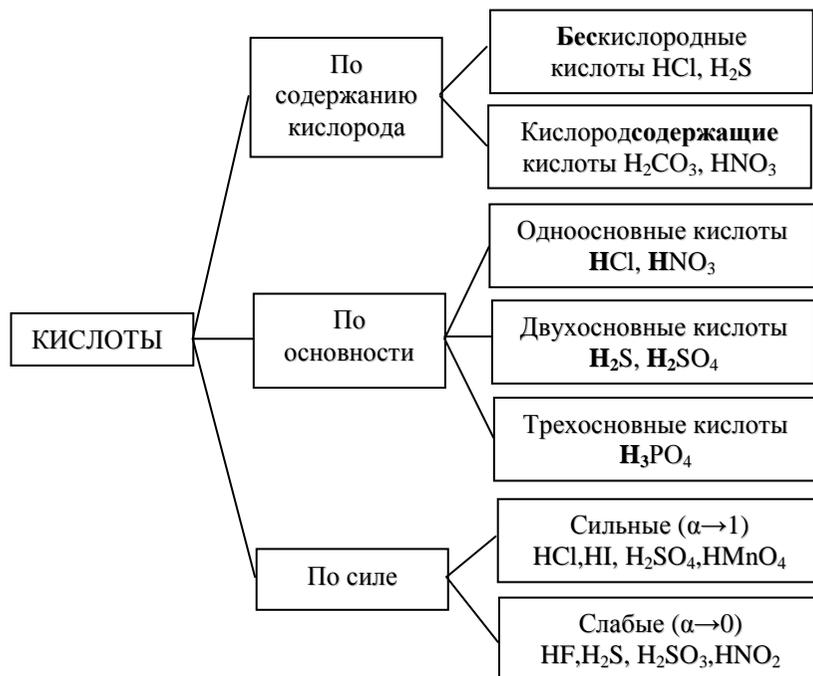
Оксид	Основание
оксид натрия	Fe(OH) ₃
оксид кальция	Fe(OH) ₂
оксид железа (II)	NaOH
оксид калия	Ca(OH) ₂
оксид железа (III)	КОН

3.6. Кислоты

Концентрированный	Новые слова concentrated	concentré
Основность	basicity	basicité
Разбавленный	dilute	dilué

Схема 6

Классификация кислот



Физико-химические свойства и названия кислот (табл.27).

Физические свойства

Жидкость	Твердые в-ва	Растворы газов
H ₂ SO ₄	H₂SiO₃	HCl, HBr
HNO ₃	H₃PO₄	H ₂ S
HClO ₃	H ₃ BO ₄	H ₂ CO ₃
} H ₂ O		

Названия некоторых кислот и их солей

Кислота	Кислотный остаток		Пример
	Название	Формула	
Азотная	Нитрат	NO ₃ ⁻	AgNO ₃ – нитрат серебра
Азотистая	Нитрит	NO ₂ ⁻	NaNO ₂ – нитрит натрия
Хлороводородная	Хлорид	Cl ⁻	ZnCl ₂ – хлорид цинка
Кремниевая	Силикат Гидросиликат	SiO ₃ ²⁻ HSiO ₃ ⁻	K ₂ SiO ₃ – силикат калия KHSiO ₃ – гидросиликат калия
Марганцевая	Перманганат	MnO ₄ ⁻	KMnO ₄ – перманганат калия
Серная	Сульфат Гидросульфат	SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻	BaSO ₄ – сульфат бария NaHSO ₄ – гидросульфат натрия
Сернистая	Сульфит Гидросульфит	SO ₃ ²⁻ HSO ₃ ⁻	MgSO ₃ – сульфит магния KHSO ₃ – гидросульфит калия
Сероводородная	Сульфид	S ²⁻	FeS – сульфид железа (II)
Угльная	Карбонат Гидрокарбонат	CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻	CaCO ₃ – карбонат кальция Ca(HCO ₃) ₂ – гидрокарбонат кальция
Фосфорная	Фосфат Гидрофосфат Дигидрофосфат	PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻	Na ₃ PO ₄ – фосфат натрия K ₂ HPO ₄ – гидрофосфат калия KH ₂ PO ₄ – дигидрофосфат калия

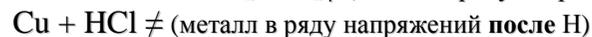
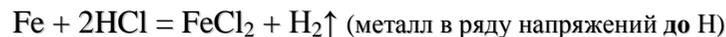
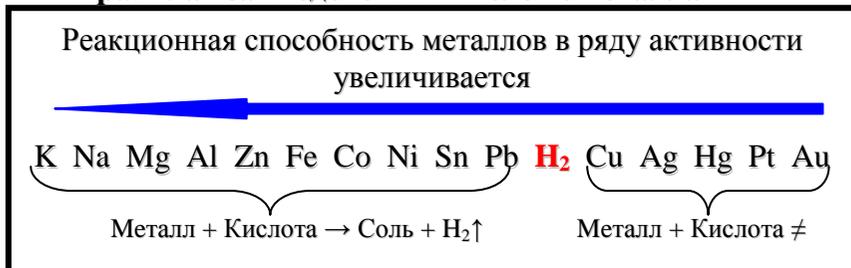
Методы получения кислот

1. Кислотный оксид + вода → кислота (кроме SiO₂ !)
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.
2. Реакция обмена с образованием *газа* или *осадка*
 - а) соль + кислота → другая соль + другая кислота
 $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_4\downarrow$.
3. Водород + неметалл → бескислородная кислота
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}\uparrow$.

Химические свойства кислот

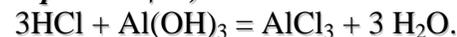
1. Кислоты изменяют окраску индикаторов (смотри таблицу 26).
 $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ступенчатая диссоциация
 $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\alpha_1 > \alpha_2$
 $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
2. Кислота + металл → соль + H₂↑.

Правила взаимодействия кислот с металлами



3. Кислота + оксид → соль + вода
основной
амфотерный
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $6\text{HCl} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

4. Кислота + основание → соль + вода (*реакция нейтрализации*)



5. Реакция обмена с образованием *газа* или *осадка*
кислота + соль → другая кислота + другая соль
 $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{HNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$.



1. Что такое кислота?
2. По каким признакам делятся кислоты?
3. На какие группы делятся кислоты по содержанию кислорода?
4. Что такое бескислородная кислота? Приведите примеры.
5. Что такое кислородосодержащая кислота? Приведите примеры.
6. На какие группы делятся кислоты по основности?
7. Что такое одноосновная кислота? Какие вы знаете одноосновные кислоты?
8. Что такое двухосновная кислота? Кремниевая кислота – это двухосновная кислота? Почему?
9. Что такое трёхосновная кислота? Какие вы знаете трёхосновные кислоты?
10. Что такое основность кислоты?
11. Какие вы знаете способы получения кислот?
12. С какими веществами реагируют кислоты?



1. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ:
 - а) фосфорной кислоты;
 - б) азотной кислоты;
 - в) сероводородной кислоты;
 - г) сернистой кислоты.
2. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота:
 - а) с оксидом серы (IV);
 - б) с оксидом меди (II);
 - в) с азотной кислотой;
 - г) с оксидом углерода (IV);
 - д) с гидроксидом калия;
 - е) с гидроксидом железа (III);

Алгоритм составления формулы соли

- ж) с оксидом фосфора (V);
 з) с гидроксидом магния;
 и) с оксидом кальция?

Напишите уравнения реакций и определите их тип.

3. С какими веществами будет реагировать ортофосфорная кислота? Напишите уравнения реакций, определите их тип.
4. Составьте уравнения реакций по схеме:
- а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Fe_3(PO_4)_2$
 б) $HCl \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2$
 в) $Cr_2O_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3$
 г) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu$
 д) $Br_2 \rightarrow PbBr_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow PbO \rightarrow PbSO_4 \rightarrow Pb(OH)_2$.
- Назовите продукты реакций. Определите тип реакций.
5. Определите массу соли, которая образуется при нейтрализации 2 моль серной кислоты гидроксидом цинка.
6. Сколько молей и какой объём водорода выделяется при взаимодействии 13 г цинка с разбавленной серной кислотой?

3.7. Соли

Новые слова

Гидролиз	hydrolysis	hydrolyse
Кислый	acid, sour	acide, sur
Основной	basic	basique
Полный	full, complete, total	plein, complet,
Средний	average	moyenne
Электролит	electrolyte	electrolyte

Классификация солей и алгоритм составления формул солей приведены в табл.28,29.

Т а б л и ц а 28

Классификация солей

СОЛИ		
Средние	Кислые	Основные
Продукт полного замещения водорода кислоты на металл	Продукт неполного замещения водорода кислоты на металл	Продукт неполного замещения гидроксо-групп основания на кислотный остаток
Na_2SO_4 – сульфат натрия	$NaHSO_4$ – гидросульфат натрия	$CuOHCl$ – хлорид гидроксомеди (II)

Действие	Примеры	
	1	2
1. Написать химические знаки металла и кислотного остатка, указать их валентности	$\begin{matrix} II & III \\ Ca & PO_4 \end{matrix}$	$\begin{matrix} II & I \\ Mg & NO_3 \end{matrix}$
2. Найти наименьшее общее кратное из значений валентности	$II \cdot III = 6$	$II \cdot I = 2$
3. Разделить полученное число: а) на валентность металла и записать индекс металла; б) на валентность кислотного остатка и записать индекс кислотного остатка	$6 : II = 3$ $\begin{matrix} II & III \\ Ca_3 & PO_4 \end{matrix}$ $6 : III = 2$ $\begin{matrix} II & III \\ Ca_3 & (PO_4)_2 \end{matrix}$	$2 : II = 1$ $\begin{matrix} II & I \\ Mg & NO_3 \end{matrix}$ $2 : I = 2$ $\begin{matrix} II & I \\ Mg & (NO_3)_2 \end{matrix}$
4. Проверка	$II \cdot 3 = III \cdot 2 = 6$	$II \cdot 1 = I \cdot 2 = 2$

Номенклатура солей

1. Если металл имеет **постоянную** степень окисления, то используется модель:

чего?
 Название кислотного остатка + название металла (п.2)

Например: $Ca_3(PO_4)_2$ – фосфат кальция.

2. Если металл имеет **переменную** степень окисления, то используется модель:

чего?
 Название кислотного + название металла (п.2) + (значение остатка валентности)

Например: $Fe^{+2}(NO_3)_2^{-1}$ – нитрат железа (II)

Физико-химические свойства солей

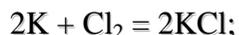
Физические свойства

Твердые + H₂O ⇌ растворимые (Р), малорастворимые (М),
нерастворимые (Н)

Получение солей

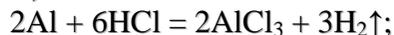
1. Из металлов:

а) металл + неметалл → соль



б) металл + кислота → соль + водород

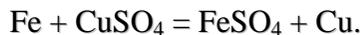
(до Н)



в) металл + соль → другая соль + другой металл

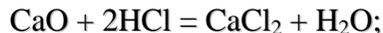
более

активный

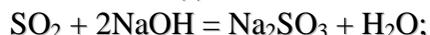


2. Из оксидов:

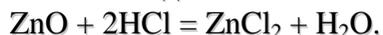
а) основной оксид + кислота → соль + вода



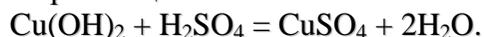
б) кислотный оксид + основание → соль + вода



в) основной оксид + кислотный оксид → соль

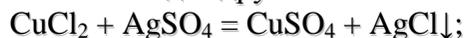


3. Реакция нейтрализации:



4. Из солей (в результате реакции образуется газ↑ или осадок↓):

а) соль + соль → две другие соли



б) соль + кислота → другая соль + другая кислота



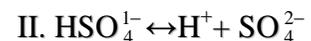
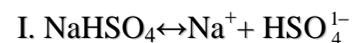
в) соль + щёлочь → нерастворимое основание + другая соль



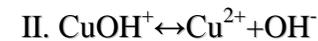
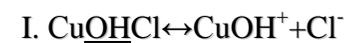
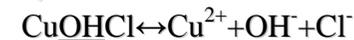
Химические свойства солей

1. Диссоциация

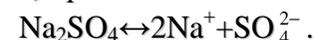
а) кислые соли



б) основные соли



в) средние



2. Разложение

3. Металл + кислота → соль + водород

(до Н)

4. Реакция обмена с образованием газа или осадка:

а) соль + соль → две другие соли

б) соль + кислота → другая соль + другая кислота

в) соль + щёлочь → нерастворимое + другая соль
основание

Электролиты и их классификация приведены в табл.30.

Т а б л и ц а 30

Классификация электролитов

Электролиты	
Сильные (α→1)	Слабые (α→0)
1. Соли: NaCl, KCl, CaSO ₄ , MgCl ₂ и др.	1. H ₂ O
2. Основания щелочных и щелочноземельных металлов: NaOH, KOH, Ca(OH) ₂	2. Многие основания металлов (кроме щелочных и щелочноземельных): Al(OH) ₃
3. Многие неорганические кислоты: H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HCl	3. Некоторые неорганические кислоты: HCN, H ₂ S, H ₂ CO ₃
	4. Аммиачная вода NH _{3(р-р)}
	5. Некоторые органические кислоты: CH ₃ COOH

Гидролиз – разложение соли водой с образованием слабого электролита. Гидролиз усиливается при добавлении воды, при нагревании системы.

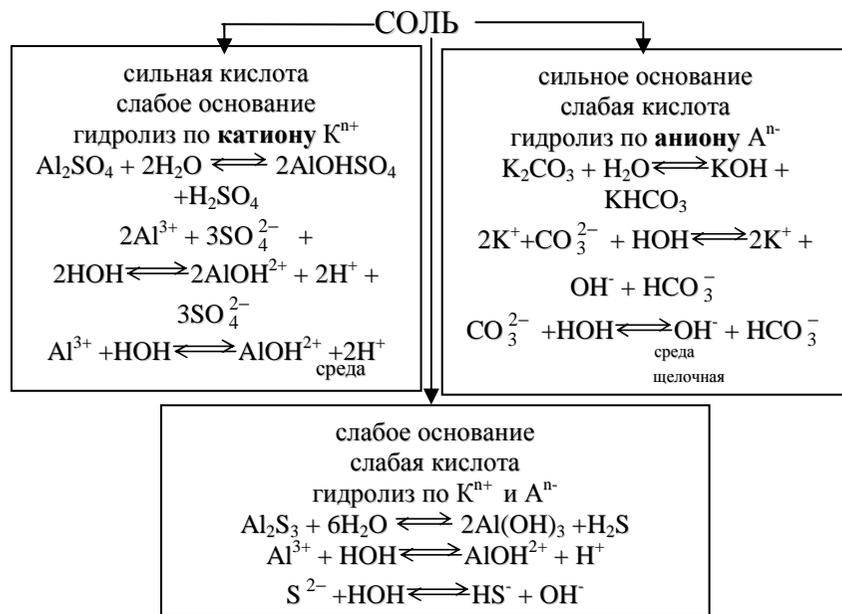


Схема 7. Гидролиз солей

Алгоритм составления уравнений гидролиза представлен в табл.31

Т а б л и ц а 31

Алгоритм составления уравнения гидролиза соли

Действие	Пример
1. Определить, каким основанием и какой кислотой образована соль	KNO_2 <ul style="list-style-type: none"> → KOH – сильное основание → HNO₂ – слабая кислота
2. Написать уравнения диссоциации соли и воды	$KNO_2 \rightleftharpoons K^+ + NO_2^-$ $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$
3. Определить, какие ионы соединяются, образуя молекулы слабого электролита	
4. Написать полное ионное уравнение гидролиза	$K^+ + NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons K^+ + OH^- + HNO_2$
5. Написать сокращенное ионное уравнение гидролиза, определить реакцию среды	$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HNO_2$ <p style="text-align: center;">pH > 7 среда щелочная</p>



1. Что такое соль?
2. На какие группы делятся соли?
3. Что такое средняя соль? Приведите примеры.
4. Что такое кислая соль? Приведите примеры.
5. Что такое основная соль? Приведите примеры.
6. Какие вы знаете способы получения солей?
13. С какими веществами реагируют соли?
14. Что такое гидролиз?
15. Перечислите сильные электролиты.
16. Какие вы знаете слабые электролиты?



1. Назовите вещества: ZnO, KCl, MgSO₄, Ca(OH)₂, H₂S, Cr(NO₃)₃, Mg(OH)₂, Al₂(SO₄)₃. Определите, к каким классам неорганических соединений принадлежат эти вещества.
2. Поставьте индексы и назовите вещества: Ba...Cl..., Mg...NO₃,
Ca PO₄, Al S, Fe SO₄, Na SiO₃, Na NO₂.
3. Составьте формулы следующих солей:

а) нитрат меди (II);	е) сульфат цинка;
б) хлорид железа (II);	ж) гидрокарбонат цинка;
в) бромид ртути (II);	з) нитрит натрия;
г) силикат магния;	и) сульфид меди (I);
д) фосфат калия;	к) гидросиликат алюминия.
4. С какими из перечисленных веществ будет реагировать раствор гидроксида кальция:

а) оксид серы (IV);	г) нитрат свинца (II);
б) сульфат меди (II);	д) оксид железа (II);
в) хлорид цинка;	е) бромоводородная кислота?

 Напишите уравнения реакций и определите их тип.
5. Составьте уравнения реакций по схеме:
 $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$
 Назовите продукты реакций. Определите тип реакций.
6. 0,1 моля оксида кальция реагирует с водой. Определите массу средней соли, которая образуется при нейтрализации полученного гидроксида кальция серной кислотой.
7. Составьте уравнения реакций гидролиза

а) фосфата натрия;
б) нитрата меди (II);
в) хлорида калия.

 Как изменится pH среды при растворении этих солей в воде?

3.8. Органические соединения

	Новые слова	
Алициклический	alicyclic	alicyclique
Алкан	alkane	alcane <i>m</i>
Алкен	alkene	alcene <i>m</i>
Алкин	acetylene hydrocarbon	alcyne <i>m</i>
Алкадиен	alkadiene	alkadiène <i>m</i>
Альдегид	aldehyde	aldéhyde <i>m</i>
Амин	amine	amine <i>m</i>
Аминокислота	amino acide	amino-acide <i>m</i>
Ароматический	aromatic	aromatique
Ацетилен	acetylene	acétylène
Бензол	benzol	benzol
Бензольное кольцо	benzene ring	cycle benzénique
Бутадиен	butadiene, bivinyl	butadiène, bivinyle
Галоген- производный	halogen-derivative	derive halogéné
Гетероцикли- ческий	heterocyclic	hétérocyclique
Кетон	keton	cétone <i>f</i>
Линейный	linear	linéaire
Метан	methane	méthane
Органический	organic	organique
Пиридин	pyridine	pyridine <i>f</i>
Пропан	propane	propane
Разветвленный	branched	ramifié
Скелет	skeleton	squelette <i>m</i>
Спирт	alcohol	alcool <i>m</i>
Углеводород	hydrocarbon	hydrocarbure <i>m</i>
Фенол	phenol	phenol <i>m</i>
Цепь	chain	chaîne <i>f</i>
Циклический	cyclic(al)	cyclique

Циклоалкан	cycloalkane	cyclane, cycloparaffine <i>m</i>
Циклогексан	cyclohexane	cyclohexane
Этан	ethane	ethane <i>m</i>
Этилен	ethylene	ethylene <i>m</i>
Эфир	ester	ester

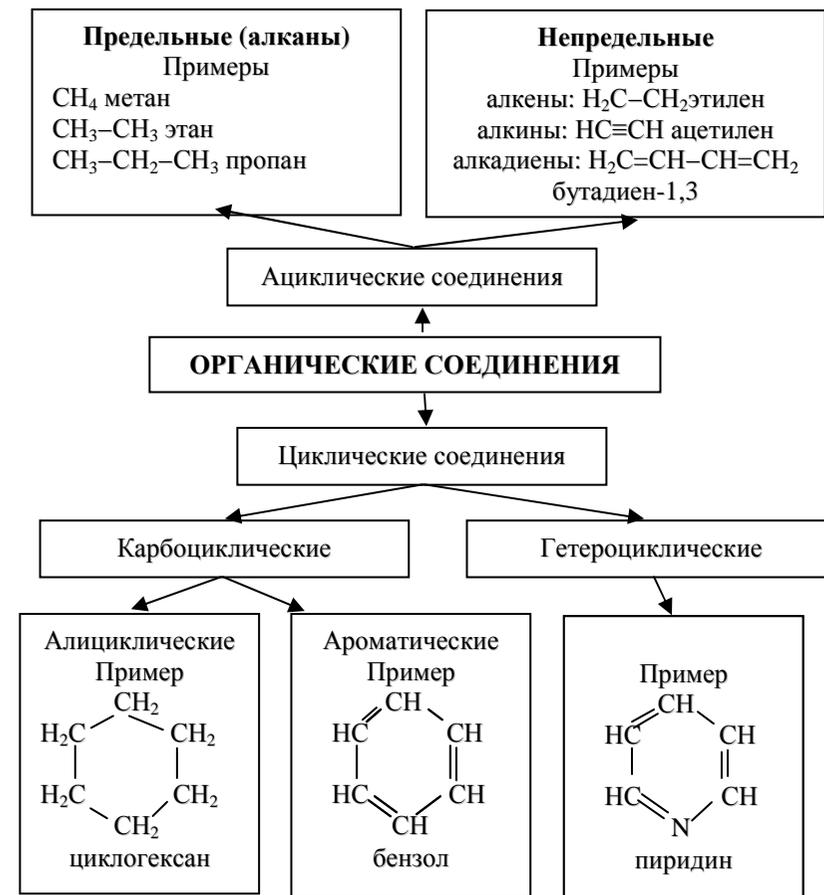
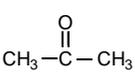
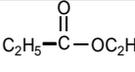
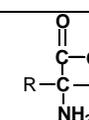
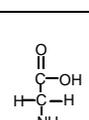


Схема 8. Классификация органических соединений по углеродному скелету [4, с. 155]

Функциональные группы в органических соединениях приведены в табл.32.

Т а б л и ц а 32

Классификация органических соединений по функциональным группам (выделены жирным шрифтом)

Формула	Название класса	Примеры	Название по ИЮПАК*	Тривиальное название
R –F, Cl, Br, I	Галогенпроизводные	CHCl ₃	Трихлорметан	Хлороформ
R –OH	Спирты	C ₂ H ₅ OH	Этанол	Этиловый спирт
RC₆H₄ – OH	Фенолы	C ₆ H ₅ OH	Фенол	Фенол
R –O– R	Простые эфиры	C ₂ H ₅ –O– C ₂ H ₅	Диэтиловый эфир, этоксиэтан	Серный эфир
R –NH₂	Амины	C ₆ H ₅ NH ₂	Фениламин	Анилин
	Альдегиды		Этаналь	Ацетальдегид, уксусный альдегид
	Кетоны		Пропанон, диметилкетон	Ацетон
	Карбоновые кислоты		Этановая кислота	Уксусная кислота
	Сложные эфиры		Этилацетат, этилэтаноат	Этиловый эфир уксусной кислоты
	Аминокислоты		Аминоэтановая кислота	Аминокислота, глицин

*) Правила составления названий предложены Международным союзом теоретической и прикладной химии ИЮПАК (International Union Pure and Applied Chemistry).

Углеводороды – органические соединения, которые состоят из углерода и водорода.

Алканы – углеводороды с линейным и разветвленным строением углеродных цепей, в которых атомы соединены σ-связями.

Алкены – углеводороды, в которых содержатся σ-связи и одна двойная π-связь.

Алкины – углеводороды, в которых содержатся σ-связи и одна тройная π-связь.

Алкадиены – углеводороды, в которых содержатся σ-связи и две двойные π-связи.

Ароматические углеводороды содержат в молекуле одну или несколько циклических группировок, которые называются бензольными кольцами.

Циклоалканы – углеводороды, которые содержат только σ-связи.

Гетероциклические соединения – органические соединения, молекулы которых содержат в цикле не только атомы углерода, но и один или несколько атомов азота (N), кислорода (O) и серы (S).



1. Что такое углеводороды?
2. На какие группы делятся органические соединения?
3. Алканы – это... Приведите примеры
4. Что такое алкены? Приведите примеры.
5. Дайте определение алкинам. Приведите примеры.
6. Алкадиены – это... Приведите примеры.
7. На какие группы делятся циклические соединения?
8. На какие группы делятся карбоциклические органические вещества?
9. Что такое алициклические углеводороды? Приведите примеры.
10. Ароматические углеводороды – это... Приведите примеры.
11. Что такое гетероциклические органические соединения? Приведите примеры.

4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

4.1. Термодинамика

	Новые слова	
Взаимодействие	interaction	interaction
Внутренний	internal	intérieur
Возникать	arise, appear	surgir, prendre
Вращательный	rotation	de rotation
Выделяться	detach	détacher
Граница	boundary, border	limite <i>f</i> , bornes <i>f</i> , <i>pl</i>
Движение	motion, movement	movement
Деформационный	deformation	déformation
Исчезать	disappear	disparaître
Качество	quality	qualité
Кинетический	kinetic	cinétique
Колебательный	oscillatory	vibratoire, oscillatoire
Количество	quantity	quantité
Нагревание	heating	chauffage <i>m</i>
Передавать	pass, give, transmit	transmettre, passer
Поглощать(ся)	absorb	absorber
Поршень	piston	piston
Поступательный	progressive	progressif, graduel
Потенциальный	potential	potentiel
Превращать(ся)	convert, transform	transformer
Превращение	transformation	transformation <i>f</i>
Пробирка	test-tube	tube <i>m</i> à essai, éprouvette
Расширение	expansion	expansion
Расширять(ся)	expand	se dilater
Совершать	accomplish, perform	accomplir, exécuter

Сосуд	jar	vase <i>m</i>
Соударение	collision	collision
Сохранение	conservation	conservation <i>f</i>
Теплообмен	heat exchange	échange de chaleur
Теплота	heat	chaleur <i>f</i>
Термодинамика	thermodynamics	thermodynamique <i>f</i>
Термодинами- ческий	thermodynamic	thermodynamique
Цилиндр	cylinder	éprouvette
Экзотермический	exothermic	exothermique
Эндотермический	endothermic	endothermique

Термодинамика – область физики, которая изучает процессы обмена систем энергией в форме теплоты и работы.

Энергия – качественная и количественная характеристика движения и взаимодействия объектов материального мира.

Термодинамическая система – объект, который может обмениваться энергией с окружающей средой.

Окружающая среда – это то, что находится вне границ термодинамической системы.

Энергия, которая передается при теплообмене в результате соударения микрочастиц, образующих тело, называется **теплотой (Q)** (рис.14).

Интенсивное движение микрочастиц от горячего к холодному телу передается через границу контактирующих тел. Если нет контакта, следовательно нет процесса передачи энергии (движения), тогда $Q = 0$.

Закон сохранения энергии – энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно; она превращается из одних видов в другие.

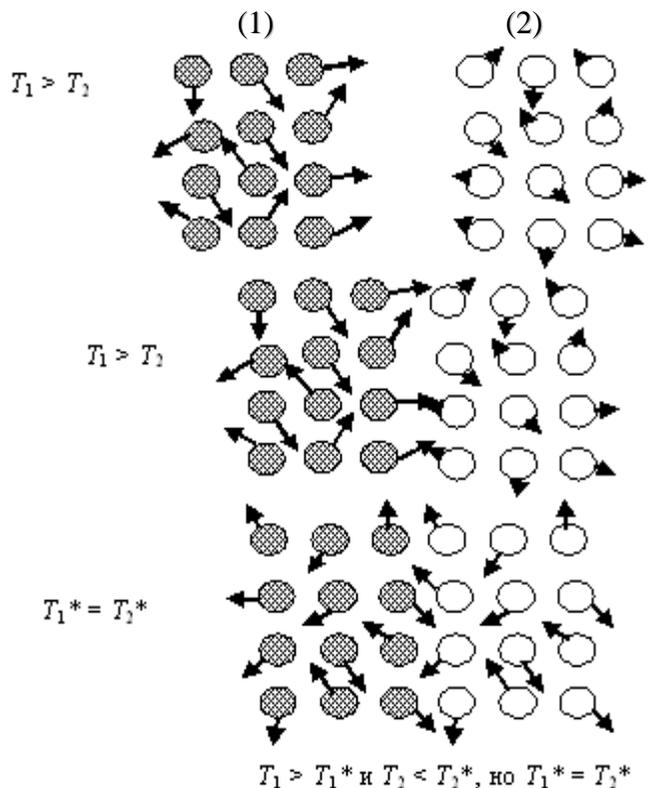


Рис.13. Модель обмена энергией в форме теплоты (соударения микрочастиц) горячего (система 1) и холодного (система 2) тел

I закон термодинамики – энергия, которую получила (отдала) система в виде теплоты, равна сумме изменения ее внутренней энергии и совершенной ею (над ней) работы:

$$Q = \Delta U + A$$

где Q – энергия, кДж;
 ΔU – изменение внутренней энергии, кДж;
 A – работа, кДж.

Пусть газ находится в цилиндре с поршнем. При нагревании могут происходить два процесса (рис.15).

1. Газ нагревается, т.е. температура газа увеличивается. Это значит, что увеличивается внутренняя энергия газа.

2. Газ расширяется, поршень начинает двигаться. Это значит, что газ совершает работу.

Количество теплоты, которую получает система в процессе теплообмена, идет на изменение внутренней энергии системы и совершение системой работы.

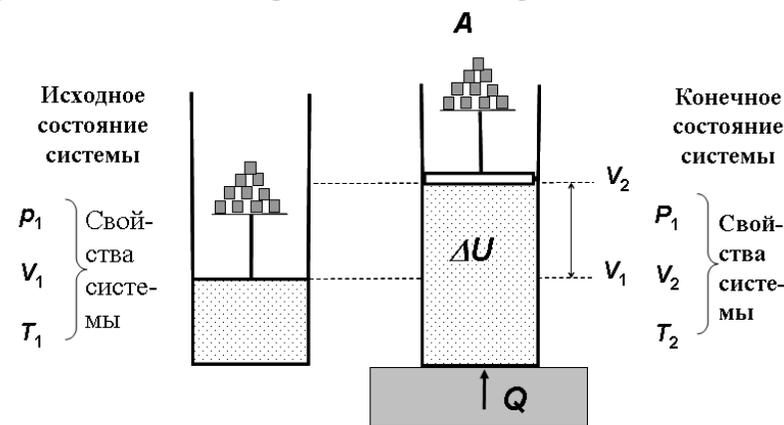


Рис.14. Изменение энергетического состояния системы (газ в цилиндре под поршнем) при нагревании

В химии рассматривают неподвижные системы (сосуды, реакторы с химическими соединениями). Изменение энергетического состояния таких систем определяется изменением их внутренней энергии ΔU .

Внутренняя энергия U – сумма кинетической $\sum E_{кин.}$ и потенциальной $\sum E_{пот.}$ энергии всех микрочастиц системы:

$$U = \sum E_{кин.} + \sum E_{пот.}$$

Кинетическая энергия – это энергия поступательного, колебательного, вращательного, деформационного и других видов движения микрочастиц:

$$E_{\text{кин.}} = E_{\text{пост.}} + E_{\text{колеб.}} + E_{\text{вращ.}} + E_{\text{деформ.}}$$

Потенциальная энергия – это энергия межмолекулярного и внутримолекулярного взаимодействия (притягивания и отталкивания) микрочастиц, которые составляют систему.

При химических реакциях одни химические связи разрушаются, а другие образуются; в результате изменяется электронное состояние атомов, их взаимное расположение, поэтому внутренняя энергия продуктов отличается от внутренней энергии реагентов.

Рассмотрим два возможных случая.

1) $U_{\text{реагентов}} > U_{\text{продуктов}}$.

По закону сохранения энергии, в результате такой реакции энергия должна выделяться в окружающую среду (рис.15):

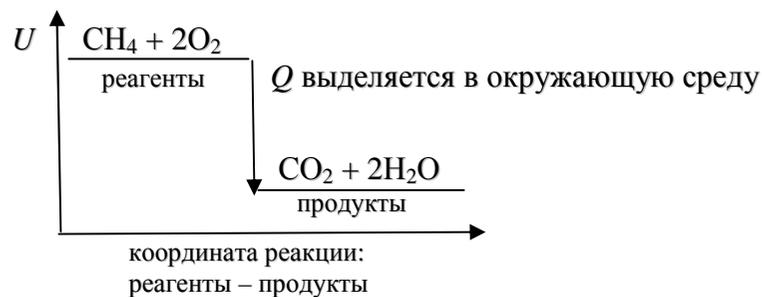


Рис.15. Диаграмма изменения внутренней энергии вещества при горении метана

Реакции, при которых выделяется энергия и нагревается окружающая среда, называются **экзотермическими**.

2) $U_{\text{реагентов}} < U_{\text{продуктов}}$

По закону сохранения энергии, исходные вещества должны поглощать энергию из окружающей среды (рис.17):

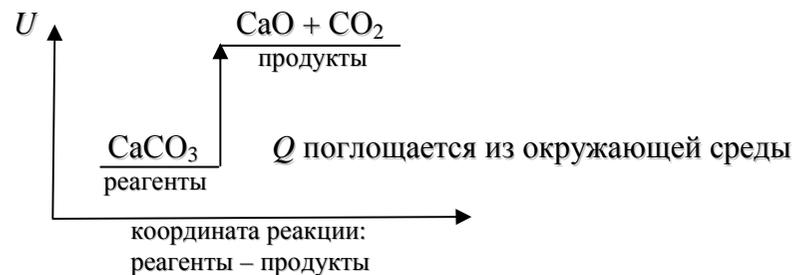


Рис.16. Диаграмма изменения внутренней энергии вещества при разложении карбоната кальция

Реакции, при которых энергия поглощается из окружающей среды, называются **эндотермическими**.



1. Что такое термодинамика?
2. Дайте определение энергии.
3. Термодинамическая система – это ...
4. Что такое окружающая среда?
5. Что такое теплота?
6. Опишите модель обмена энергии в форме теплоты горячего и холодного тел.
7. Сформулируйте закон сохранения энергии.
8. Сформулируйте первый закон термодинамики.
9. Чему равна внутренняя энергия?
10. Что характеризует кинетическая энергия?
11. Что характеризует потенциальная энергия?
12. Дайте определение экзотермической реакции. Какой знак имеет теплота в экзотермических реакциях?
13. Эндотермические реакции – это...

4.2. Энтальпия химической реакции. Закон Гесса

	Новые слова	
Промежуточный	intermediate	intermédiaire
Термохимический	thermochemical	thermochimique
Энтальпия	enthalpy	enthalpie <i>f</i>

Энтальпия реакции $(\Delta_r H_T^\circ)$ равна количеству энергии в форме теплоты, которая выделяется или поглощается в результате химического процесса при постоянных давлении $p = 1$ атм и температуре T :

$$Q = \Delta H.$$

Уравнение химической реакции, в котором указаны энтальпия реакции и агрегатные состояния исходных веществ и продуктов, называется **термохимическим уравнением**:



На рис.18 представлена модель экзотермической реакции.

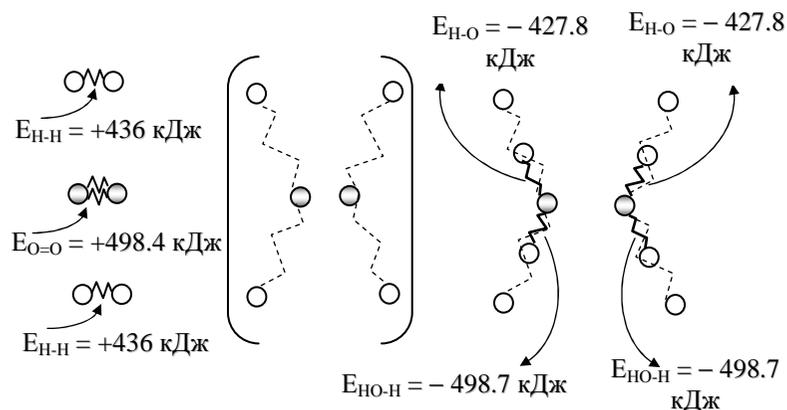


Рис.17. Модель превращения потенциальной энергии, скрытой в химических связях, в кинетическую энергию на примере появления интенсивного колебательного движения молекул – продуктов реакции

Для разрыва химических связей в молекулах H_2 и O_2 надо затратить 436 и 498,4 кДж энергии соответственно. Это эндотермический процесс. Значения энергии берутся со знаком (+).

При образовании химических связей H-O и HO-H выделяется энергия. Это экзотермический процесс. Перед значением энергии связи ставится знак (-):

$$\Delta H = 2E(\text{H-H}) + E(\text{O-O}) + 2E(\text{H-O}) + 2E(\text{HO-H})$$

$$\Delta H = 2 \cdot (+436) + 498,4 + 2 \cdot (-427,4) + 2 \cdot (-498,7) = -482,6 \text{ кДж}.$$

Часть энергии, которая скрыта в химических связях исходных веществ и продуктов реакции, превратилась в кинетическую энергию (энергию движения молекул). При этом изменилась температура веществ.

Образуются две молекулы H_2O и выделяется 482,6 кДж энергии. Реакция экзотермическая.

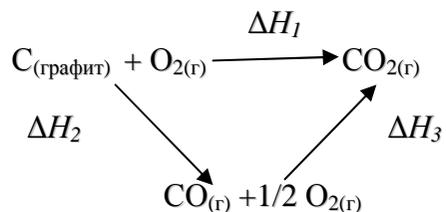
Энтальпия образования $(\Delta_f H_T^\circ)$ **сложного**

вещества – энтальпия реакции синтеза его из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях ($p = 1$ атм, $T = 298\text{K}$).

Простые вещества – все элементы Периодической системы в кристаллической форме, характерной для металлов (исключение – Hg), и молекулярной форме для неметаллов (исключение – благородные газы) в том агрегатном состоянии, которое для них характерно при внешнем давлении 1 атм (смотри приложение 3).

Энтальпия образования всех простых веществ равна 0.

Закон Гесса. Энтальпия реакций (при $V, T = \text{const}$ или $p, V = \text{const}$) не зависит от промежуточных стадий, а определяется начальным и конечным состоянием системы:



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 \quad \text{или} \quad \Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3.$$

В соответствии с законом Гесса термохимические уравнения можно складывать друг с другом или вычитать из одного уравнения другое.

Следствие из закона Гесса: энтальпия реакции равна разности суммы энтальпий образования продуктов реакции и суммы энтальпий образования исходных веществ, с учетом коэффициентов:

$$\Delta_r H_{298}^\circ = \left[\sum \Delta_f H_{298\text{прод.}}^\circ \right] - \left[\sum \Delta_f H_{298\text{исх.}}^\circ \right]$$



$$\Delta_r H_{298}^\circ : -1206 \quad -635,1 \quad -393,51$$

$$\Delta_r H_{298}^\circ = [(-635,1) + (-393,51)] - [-1206] = 177,39 \text{ кДж.}$$



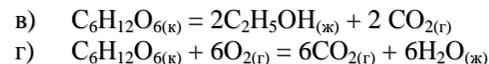
1. Что такое энтальпия реакции? Каким знаком она обозначается.
2. Термохимическое уравнение химической реакции – это...
3. Опишите модель превращения потенциальной энергии в кинетическую энергию на примере горения водорода в кислороде.
4. Дайте определение энтальпии образования сложного вещества.
5. Чему равна энтальпия образования простых веществ?
6. Сформулируйте закон Гесса.
7. Сформулируйте следствие из закона Гесса.



1. Чему равна энтальпия реакции образования фтороводорода, если известны энергии связей исходных веществ и продукта реакции:

Молекула	Разрываемая связь	Образующиеся частицы	Энергия связи E, кДж/моль
H ₂	H–H	H + H	436
F ₂	F–F	F + F	159
HF	H–F	H + F	568,5

2. Сколько теплоты надо затратить на разложение 500 г оксида ртути (II), если термохимическое уравнение имеет вид:
 $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2, \Delta H = 180 \text{ кДж.}$
3. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 литра пропана C₃H₈, если тепловой эффект реакции равен 2044 кДж?
4. Запишите термохимическое уравнение реакции горения магния в кислороде, если известно, что при сгорании 10 г магния выделилось 251 кДж энергии.
5. Рассчитайте энтальпию образования метана $\Delta_f H_{298}^0$ (CH₄), исходя из термохимических уравнений:
 $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}, \Delta_r H_{298}^0 = -571,68 \text{ кДж};$
 $\text{C}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}, \Delta_f H_{298}^0 = -393,4 \text{ кДж};$
 $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{CO}_{2(\text{г})}, \Delta_r H_{298}^0 = -890,31 \text{ кДж.}$
6. Определите энтальпию реакции $\Delta_r H_{298}^0$ конденсации воды H₂O_(г)=H₂O_(ж), если известно
 $\text{H}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}; \Delta_f H_{298}^0 = -240 \text{ кДж}$
 $\text{H}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}; \Delta_f H_{298}^0 = -285 \text{ кДж}$
7. Определите энтальпию реакции C_(графит) + O_{2(г)} = CO, если
 $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}; \Delta_r H_{298}^0 = -394,2 \text{ кДж}$
 $\text{CO}_{(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})}; \Delta_r H_{298}^0 = -283 \text{ кДж}$
8. Рассчитайте энтальпию образования пентахлорида фосфора $\Delta_f H_{298}^0$ (PCl₅), исходя из термохимических уравнений:
 $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3, \Delta_r H_{298}^0 = -635,1 \text{ кДж};$
 $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5, \Delta_r H_{298}^0 = -137,3 \text{ кДж.}$
9. Пользуясь данными приложения 3, вычислите энтальпию реакции:
 а) $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} + 7/2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
 б) $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{ж})} + 15/2\text{O}_{2(\text{г})} = 6\text{CO}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$



4.3. Энтропия. Функция Гиббса

Новые слова

Беспорядок	disorder	trouble
Возгонка	sublimation	sublimation
Мера	measure	measure
Рассеяние	dissipation	dissipation
Энтропия	entropy	entropic <i>f</i>

Энтропия (S) – мера рассеяния энергии и увеличения беспорядка системы.

Энтропия увеличивается при фазовом переходе вещества из кристаллического состояния в жидкое, из жидкого в газообразное, при растворении кристаллов, при расширении газов, при химических взаимодействиях, в результате которых увеличивается число частиц (в газообразном состоянии).

И наоборот, все процессы, в результате которых увеличивается порядок системы (конденсация, полимеризация, сжатие, уменьшение числа частиц), сопровождается уменьшением энтропии (табл.33).

Т а б л и ц а 33

Изменение энтропии фазовых переходов

$S_{конечн.} - S_{исх.} = \Delta S > 0$	
Плавление:	твердое вещество → жидкость
Испарение:	жидкость → газ
Сублимация или возгонка:	твердое вещество → газ

Например: Определите знак энтропии в реакции:



Решение: 1 моль вещества в кристаллическом состоянии образует 3 моля газов, следовательно $\Delta S > 0$.

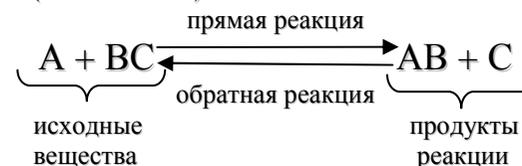
Энтропия реакции ($\Delta_r S_{298}^\circ$) равна разности суммы

энтропий образования продуктов реакции и суммы энтропий образования исходных веществ, с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta_r S_{298}^\circ = \left[\sum \Delta_f S_{298, прод.}^\circ \right] - \left[\sum \Delta_f S_{298, исх.}^\circ \right]$$

Вопрос: Почему идут химические реакции?

Ответ: Реакционная система стремится перейти в устойчивое (стабильное) состояние.



Направление химической реакции определяется изменением функции Гиббса (ΔG_r) (рис.19).

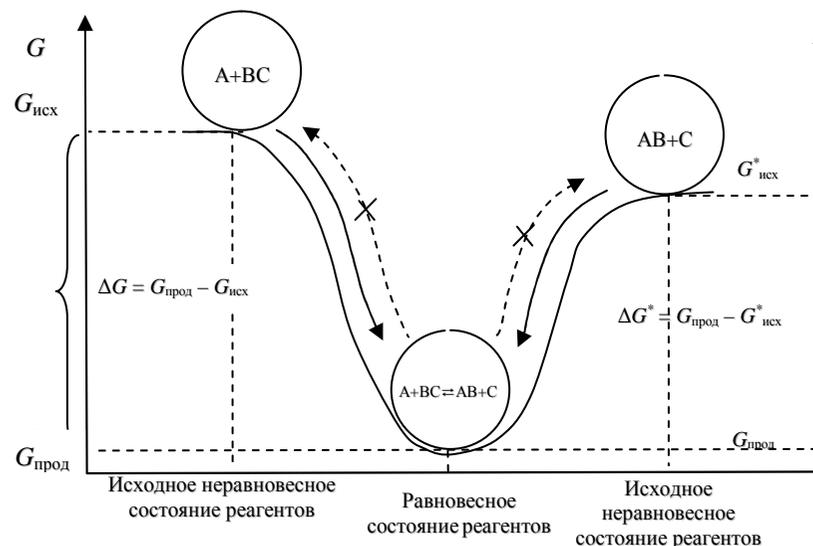


Рис.18. Механическая модель, демонстрирующая направление термодинамически разрешенного процесса

Термодинамические расчеты приводят к уравнению:

$$\Delta_r G_T^\circ = \Delta_r H_T^\circ - T \Delta_r S_T^\circ.$$

Вычисляя по табличным данным изменение энтальпии и энтропии реакции можно теоретически рассчитать знак и величину $\Delta_r G_T^\circ$ при заданной температуре T и, соответственно, направление термодинамически разрешенной реакции.

Если $\Delta G < 0$, самопроизвольный процесс идет в направлении: *исходные вещества* \rightarrow *продукты реакции*.

Если $\Delta G > 0$, процесс идет в направлении: *продукты реакции* \rightarrow *исходные вещества*.

Если $\Delta G = 0$, система находится в состоянии термодинамического равновесия.



1. Что такое энтропия? Каким знаком она обозначается?
2. В каких случаях энтропия увеличивается?
3. Какие процессы сопровождаются уменьшением энтропии?
4. По какой формуле можно найти энтропию реакции?
5. Опишите механическую модель, демонстрирующую направление термодинамически разрешенного процесса.
6. По какой формуле можно вычислить изменение функции Гиббса?
7. При каком значении функции Гиббса процесс идет самопроизвольно?



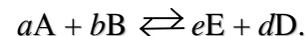
1. Не производя вычислений, установите знак ΔS° следующих процессов:
 - а) $2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$
 - б) $\text{CO}_2(\text{к}) = \text{CO}_2(\text{г})$
 - в) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
 - г) $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$
 - д) $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$
2. Используя термодинамические данные приложения 3 определите, возможна ли самопроизвольная реакция: $\text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{к}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$.

3. Используя термодинамические данные приложения 3 определите, возможна ли самопроизвольная реакция: $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$.

4.4. Химическое равновесие

	Новые слова	
Внешний	external	extérior
Воздействие	influence	influence <i>f</i>
Концентрация	concentration	concentration
Равновесие	equilibrium	équilibre
Смещать(ся)	displace	déplacer

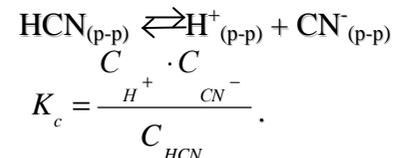
Химическое равновесие – такое состояние химической системы, при котором с течением времени не изменяются концентрации веществ. Химическое равновесие устанавливается в *обратимых* химических реакциях, т.е. реакциях, которые могут идти как в прямом (\rightarrow), так и в обратном (\leftarrow) направлениях. Химическое равновесие соответствует стабильному состоянию системы:



В состоянии химического равновесия скорости прямой и обратной реакций равны, а концентрации реагентов и продуктов *постоянны*. Их называют *равновесными концентрациями* c_A, c_B, c_E, c_D .

Константа равновесия (K_c, K_p) – количественная характеристика химического равновесия, которая зависит только от температуры. Она выражается через равновесные концентрации.

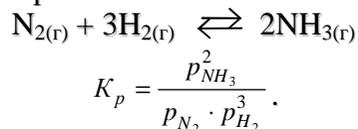
Например:



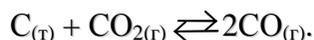
Или через давления веществ – участников процесса.

Например:

1) гомогенное равновесие в газе



2) гетерогенное равновесие в системе твердое тело – газ

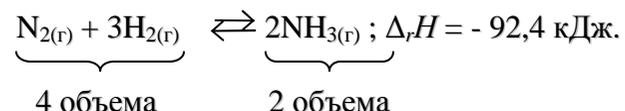


В случае гетерогенного равновесия принято считать равновесные концентрации конденсированной фазы постоянными, равными единице:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}}}$$

Принцип Ле Шателье: при внешнем воздействии (изменении концентрации, температуры, давления) на равновесную систему химическое равновесие смещается так, чтобы уменьшить эффект внешнего воздействия.

Покажем это на примере обратимой реакции образования аммиака из азота и водорода:



При увеличении концентрации $\text{N}_{2(\text{r})}$ или $\text{H}_{2(\text{r})}$ равновесие смещается вправо.

При увеличении концентрации $\text{NH}_{3(\text{r})}$ равновесие смещается влево.

Прямая реакция – экзотермическая реакция, поэтому при повышении температуры равновесие смещается влево, а при понижении – вправо.

Прямая реакция идет с уменьшением объема, поэтому при увеличении давления равновесие смещается вправо.



1. Дайте определение химическому равновесию?
2. В каких химических реакциях устанавливается химическое равновесие?
3. Вспомните, что такое обратимая химическая реакция.
4. Что такое константа химического равновесия? Через какие величины выражают константу химического равновесия для гомогенных и гетерогенных процессов?
5. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.



1. Запишите выражение для констант химического равновесия следующих реакций:
 $\text{CaCO}_{3(\text{кр})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{CaO}_{(\text{кр})}$;
 $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$.
2. В гомогенной системе $4\text{NH}_{3(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{N}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ равновесные концентрации веществ составили: $C(\text{NH}_{3(\text{r})}) = 0,4$ моля/л; $C(\text{O}_{2(\text{r})}) = 0,2$ моля/л; $C(\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}) = 1,8$ моля/л. Найдите начальные концентрации аммиака и кислорода.
3. При состоянии равновесия в системе $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$ концентрации участников процесса равны: $C(\text{N}_{2(\text{r})}) = 3$ моля/л; $C(\text{H}_{2(\text{r})}) = 9$ молей/л; $C(\text{NH}_{3(\text{r})}) = 4$ моля/л. Определите начальные концентрации азота и водорода.
4. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции:
 $\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{r})}$; $\Delta_r H_{298}^0 < 0$
при уменьшении температуры?
5. В какую сторону сместится равновесие реакции:
 $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{r})}$
при уменьшении давления?
6. Укажите, при каких изменениях концентраций исходных веществ можно сместить вправо равновесие реакции
 $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{r})}$.

5. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

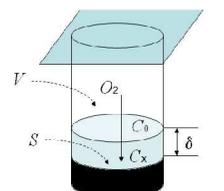
	Новые слова	
Активированный	activated	activée
Катализатор	catalyst	catalyseur
Кинетика	kinetics	cinétique

Площадь	area	zone
Поверхность	surface	surface
Скорость	rate	vitesse
Соприкосновение	contact	contact
Соударение	collision	collision

Химическая кинетика – раздел химии, который изучает скорость химических реакций, механизмы их протекания и факторы, влияющие на их скорость (табл.34-36).

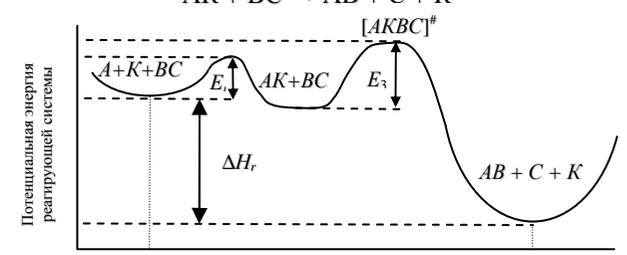
Т а б л и ц а 34

Скорость гомогенной и гетерогенной реакций

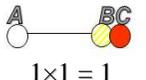
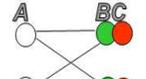
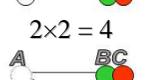
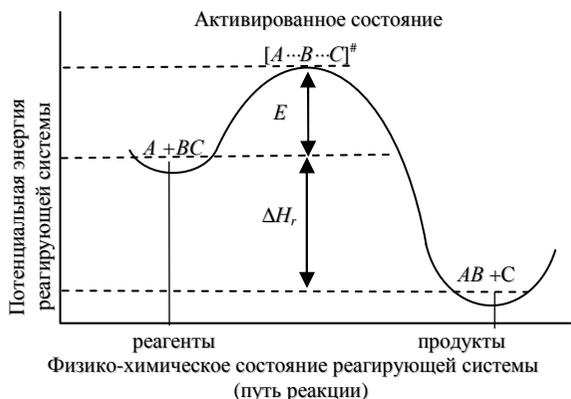
Гомогенная реакция	Гетерогенная реакция
<p>Протекает в однофазной системе (в газе или растворе). Скорость гомогенной реакции выражается изменением количества реагента (или продукта) в единицу времени, в единице объема:</p> $v = -\frac{dn}{V \cdot dt} = -\frac{dc_A}{dt}$ <p>ГДЕ v – скорость реакции, моль/л·с; c_A – концентрация реагента, моль/л; t – время реакции, с; V – объем, л; n – количество вещества, моль.</p> 	<p>Протекает на поверхности раздела фаз. Скорость гетерогенной реакции определяется изменением количества реагента (или продукта) в единицу времени, на единице поверхности:</p> $v = -\frac{dn}{S \cdot dt}$ <p>ГДЕ v – скорость реакции, моль/м²·с; t – время реакции, с; S – площадь поверхности, м²; n – количество вещества, моль.</p> 

Т а б л и ц а 35

Зависимость скорости реакции от различных факторов

Фактор	Пример
Концентрация	<p>При повышении концентрации реагентов скорость химической реакции увеличивается в соответствии с кинетическим уравнением: $aA + bB = cC + dD$.</p> <p>Кинетическое уравнение: $v = k \cdot c_A^a \cdot c_B^b$, ГДЕ v – скорость реакции, моль/л·с; c_A, c_B – концентрация реагентов, моль/л; a, b – стехиометрические коэффициенты</p>
Температура	<p>Правило Вант – Гоффа: При повышении температуры на каждые 10° скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза:</p> $\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{10}$ <p>ГДЕ v_{T_1}, v_{T_2} – скорость реакции при T_1 и T_2, моль/л·с; γ – температурный коэффициент скорости реакции</p>
Катализатор	<p>Катализаторы – вещества, которые увеличивают скорость химической реакции. Они реагируют с исходными веществами, образуют промежуточное химическое соединение и освобождаются в конце реакции в неизменном состоянии:</p> $A + K \xrightleftharpoons[\text{катализатор}]{} AK$ $AK + BC \rightarrow AB + C + K$  <p>Энергетический профиль реагирующей системы; E – активационный барьер; ΔH – энтальпия химической реакции</p>

Теория протекания химических реакций

Теория соударений	Теория активированного комплекса
<p>Закон действия масс: скорость простой бимолекулярной реакции в каждый момент времени прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.</p> <p>$A + BC \rightarrow \text{продукты}$</p> <p>$v = k \cdot c_A \cdot c_{BC}$</p> <p></p> <p>$1 \times 1 = 1$</p> <p></p> <p>$2 \times 2 = 4$</p> <p></p> <p>$3 \times 3 = 9$</p>	<p>При взаимодействии реагентов разрываются старые и образуются новые химические связи в результате изменения межатомных расстояний:</p> <p>$A + BC \rightarrow AB + C$</p> <p>$A + BC \rightarrow [A \cdots B \cdots C]^\ddagger \rightarrow AB + C$</p> <p>$[A \cdots B \cdots C]^\ddagger$ - активированное состояние</p> <p></p> <p>Энергетический профиль реагирующей системы; E – активационный барьер; ΔH_r – энтальпия химической реакции</p>



1. Что изучает кинетика?
2. Дайте определение гомогенной химической реакции. Напишите выражение для скорости гомогенной реакции.
3. Гетерогенная реакция – это... Как определяется скорость гетерогенной химической реакции?
4. Сформулируйте закон действия масс.
5. Какая идея лежит в основе теории активированного комплекса?
6. Назовите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
7. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Напишите формулу.

8. Что такое катализатор?
9. Какой фактор с позиции теории активированного комплекса изменяет катализатор?



1. Взяли два одинаковых сосуда. В первом получили 7,3 г хлороводорода, а во втором за такое же время – 19,2 г иодоводорода. В каком сосуде реакция идет с большей скоростью?
2. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 0,2, а во второй – 2,5. Найдите отношение скоростей этих реакций при 95°C.
3. Во сколько раз увеличится скорость реакции:
 $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$
 при увеличении давления в три раза?
4. Во сколько раз надо увеличить концентрацию вещества B_2 в системе $2A_2 + B_2 = 2A_2B$, чтобы при уменьшении концентрации вещества A_2 в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась.
5. В колбе объемом 10 л установилось химическое равновесие
 $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$,
 равновесная концентрация иодоводорода равна 0,2 моля/л. Как изменится скорость обратной реакции, если в колбу добавить 128 г HI?
6. Реакция между веществами A и B выражается уравнением
 $A + 2B = C$.
 Начальные концентрации составляют: $C_0(A)=0,03M$; $C_0(B)=0,05M$. Константа скорости реакции равна 0,4. Найдите начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества A уменьшится на 0,01M.
7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75 до 115°C, если температурный коэффициент реакции равен 2?
8. Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20°C заканчивается через 27 минут, а при 40°C такой же образец металла растворяется за 3 минуты. За какое время данный образец растворится при 55°C?
9. Растворение образца железа в серной кислоте при 20°C заканчивается через 15 минут, а при 30°C такой же образец металла растворяется за 6 минут. За какое время данный образец железа растворится при 35°C?

Качественные реакции на АНИОНЫ

Анион	Воздействие или реактив	Что наблюдается
OH ⁻	Индикаторы	Изменение окраски
Cl ⁻	AgNO ₃	Белый осадок $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$
Br ⁻	AgNO ₃	Светло-жёлтый осадок $Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$
Br ⁻	AgNO ₃	Жёлтый осадок $Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$
S ²⁻	Pb(NO ₃) ₂ HCl	Чёрный осадок $S^{2-} + Pb^{2+} = PbS\downarrow$ Газ с запахом тухлых яиц $FeS + HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Белый кристаллический осадок, нерастворимый в кислотах $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$
SO ₃ ²⁻	HCl	Газ с запахом горячей серы $Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + SO_2\uparrow$
NO ₃ ⁻	Отогнать с H ₂ SO _{4(к)} Реакция с Cu	$NaNO_3 + H_2SO_{4(к)} = HNO_3 + NaHSO_4$ Бурый газ $Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$
PO ₄ ³⁻	AgNO ₃	Ярко-жёлтый кристаллический осадок $Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$
SiO ₃ ²⁻	HCl	Белый студенистый осадок $2H^+ + SiO_3^{2-} = H_2SiO_3\downarrow$
CO ₃ ²⁻	HCl Ca(OH) ₂ или Ba(OH) ₂	Газ без запаха, не поддерживающий горение $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$ Белый осадок $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$ При дальнейшем прибавлении CO ₂ осадок растворяется $CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$
CrO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Жёлтый осадок $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4\downarrow$

Энтальпии образования, абсолютные значения энтропии и энергии Гиббса образования некоторых веществ [5, с. 476]

Вещество	$\Delta_f H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta_r S_{298}^\circ$ кДж/моль·К	$\Delta_f G_{298}^\circ$ кДж/моль
Al ₂ O _{3(кр)}	- 1676,0	50,9	- 1582,0
C _(графит)	0	5,7	0
CCl _{4(ж)}	-135,4	214,4	-64,6
CH _{4(г)}	- 74,9	186,2	- 50,8
C ₂ H _{2(г)}	226, 8	200,8	209,2
C ₂ H _{4(г)}	52,3	219,4	68,1
C ₂ H _{6(г)}	- 89,7	229,5	- 32,9
C ₂ H _{6(ж)}	82,9	269,2	129,7
C ₂ H ₅ OH _(ж)	- 277,6	160,7	- 174,8
C ₆ H ₁₂ O _{6(глюкоза)}	- 1273,0	—	- 919,5
CO _(г)	- 110,5	197,5	- 137,1
CO _{2(г)}	- 393,5	213,7	- 394,4
CaCO _{3(кр)}	- 1207,0	88,7	- 1127,7
CaF _{2(кр)}	- 1214,6	68,9	- 1161,9
Ca ₃ N _{2(кр)}	- 413,8	105	- 368,6
CaO _(кр)	- 635,5	39,7	- 604,2
Ca(OH) _{2(кр)}	- 986,6	76,1	- 896,8
Cl _{2(г)}	0	222,9	0
Cl ₂ O _(г)	76,6	266,2	94,2
ClO _{2(г)}	105,0	257,0	122,3
Cl ₂ O _{7(ж)}	251,0	—	—
Cr ₂ O _{3(кр)}	- 1440,6	81,2	- 1050,0
CuO _(кр)	- 162,0	42,6	- 129,9
FeO _(кр)	- 264,8	60,8	- 244,3
Fe ₂ O _{3(кр)}	- 822,2	87,4	- 740,3
Fe ₃ O _{4(кр)}	- 1117,1	146,2	- 1014,2
H _{2(г)}	0	130,5	0
HBr _(г)	- 36,3	198,6	- 53,3
HCN _(г)	135,0	113,1	125,5
HCl _(г)	- 92,3	186,8	- 95,2
HF _(г)	- 270,7	178,7	- 272,8
HI _(г)	26,6	206,5	1,8
H ₂ O _(г)	- 241,8	188,7	- 228,6

H ₂ O _(ж)	- 285,8	70,1	- 237,3
H ₂ S _(г)	- 21,0	205,7	- 33,8
KCl _(кр)	- 435,9	82,6	- 408,0
KClO _{3(кр)}	- 391,2	143,0	- 289,9
MgCl _{2(кр)}	- 641,1	89,9	- 591,6
Mg ₃ N _{2(кр)}	- 461,1	87,9	- 400,9
MgO _(кр)	- 601,8	26,9	- 569,6
N _{2(г)}	0	191,5	0
NH _{3(г)}	- 46,2	192,6	- 16,7
NH ₄ NO _{2(кр)}	- 256	–	–
NH ₄ NO _{3(кр)}	- 365,4	151	- 183,8
N ₂ O _(г)	82,0	219,9	104,1
NO _(г)	90,3	210,6	86,6
N ₂ O _{3(г)}	83,3	307,0	140,5
NO _{2(г)}	33,5	240,2	51,5
N ₂ O _{4(г)}	9,6	303,8	98,4
N ₂ O _{5(кр)}	- 42,7	178	114,1
NiO _(кр)	- 139,7	38,0	- 211,6
O _{2(г)}	0	205,0	0
OF _{2(г)}	25,1	247,0	42,5
P ₂ O _{3(кр)}	- 820	173,5	–
P ₂ O _{5(кр)}	- 1492	114,5	- 1348,8
PbO _(кр)	- 219,3	66,1	- 189,1
PbO _{2(кр)}	- 276,6	74,9	- 218,3
SO _{2(г)}	- 296,9	248,1	- 300,2
SO _{3(г)}	- 395,8	256,7	- 371,2
SiCl _{4(ж)}	- 687,8	239,7	–
SiH _{4(г)}	34,7	204,6	57,2
SiO _{2(кварц)}	- 910,9	41,8	- 856,7
SnO _(кр)	- 286,0	56,5	- 256,9
SnO _{2(кр)}	- 580,8	52,3	- 519,3
Ti _(кр)	0	30,6	0
TiCl _{4(кр)}	- 804,2	252,4	- 737,4
TiO _{2(кр)}	- 943,9	50,3	- 888,6
WO _{3(кр)}	- 842,7	75,9	- 763,9
ZnO _(кр)	- 350,6	43,6	- 320,7

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебн. пособие для вузов / Н. Л. Глинка. - 30 изд., испр. - М. : Дрофа, 2008. – 728 с.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка ; под ред. В.А. Рабинович. – М. : Интеграл – Пресс, 2003. – 240 с.
3. Яблоков, В. А. Теоретические основы курса : учебн. пособие / В. А.Яблоков; Нижегород. гос. архитектур.-строит. ун-т. – Н.Новгород : ННГАСУ, 2009. – 148 с.
4. Яблоков, В. А. Химия. Получение и превращение вещества и энергии : учебное пособие / В. А. Яблоков; Нижегород. гос. архитектур.-строит. ун-т. – Н.Новгород: ННГАСУ, 2010. – 192 с.
5. Еремина, Е.А. Справочник школьника по химии / Е. А. Еремина ; под ред. Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремина. – М.: Издательство «Экзамен», 2006. – 512 с. (серия «Справочник школьника»)

Содержание

1. АТОМЫ. СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА.....	3
1.1. Атомы.....	3
1.2. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА.....	4
1.3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ.....	10
1.4. СВОЙСТВА АТОМОВ.....	12
2. МОЛЕКУЛЫ И ИОННЫЕ КРИСТАЛЛЫ, СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА.....	17
2.1. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ВАЛЕНТНОСТЬ.....	17
2.2. КОВАЛЕНТНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ В МОЛЕКУЛАХ. МЕХАНИЗМЫ ОБРАЗОВАНИЯ СВЯЗИ.....	18
2.3. СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ.....	20
2.4. ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ В КРИСТАЛЛАХ И ЕЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ.....	24
2.5. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ.....	25
2.6. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	29
3. МИР МАКРОСИСТЕМ.....	30
3.1. ТВЕРДЫЕ, ЖИДКИЕ И ГАЗООБРАЗНЫЕ ВЕЩЕСТВА.....	30
3.2. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ.....	35
АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ ПРЕДСТАВЛЕН В ТАБЛ.21 И 22.....	39
3.3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	42
3.4. ОКСИДЫ.....	43
3.5. ОСНОВАНИЯ.....	47
3.6. КИСЛОТЫ.....	52
3.7. СОЛИ.....	56
3.8. ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ.....	62
4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	66
4.1. ТЕРМОДИНАМИКА.....	66
4.2. ЭНТАЛЬПИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ЗАКОН ГЕССА.....	72
4.3. ЭНТРОПИЯ. ФУНКЦИЯ ГИББСА.....	76
4.4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	79
5. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	81
ПРИЛОЖЕНИЕ 1.....	88

ПРИЛОЖЕНИЕ 2.....	900
ПРИЛОЖЕНИЕ 3.....	911
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	933

Юлия Игоревна Скопина

ХИМИЯ

Учебное пособие для иностранных граждан

Редактор
С.А. Елизарова

Подписано в печать _____ Формат 60*90 1/16 Бумага газетная. Печать офсетная
Уч. изд. л. _____ Уч. печ. л. _____ Тираж _____ Заказ № _____
Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования
«Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет» 603950, Н.
Новгород, Ильинская, 65
Полиграфцентр ННГАСУ, 603950, Н. Новгород, Ильинская, 65