

Лекция № 1

Тема : Строение атома. Периодический закон.

План.

- 1.Строение атома.
- 2.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
- 3.Изменение свойств в группах и периодах.

1.Строение атома.

В переводе с греческого языка, слово «*атом*» означает «неделимый». Однако, были открыты явления, которые демонстрируют возможность его деления. Это испускание рентгеновских лучей, испускание катодных лучей, явление фотоэффекта, явление радиоактивности. Электроны, протоны и нейтроны – это частицы, из которых состоит атом. Они называются *субатомными частицами*.

Табл. 1

атом		
ядро	электроны	
протоны	нейтроны	
p^+	n^0	e^-
Масса протона	Масса нейтрона	Масса электрона
1,0073 а.е.м.	1,0087 а.е.м.	0,0005 а.е.м.
Заряд протона	Заряд нейтрона	Заряд электрона
+1	0	-1

Кроме протонов, в состав ядра большинства атомов входят *нейтроны*, не несущие никакого заряда. Как видно из табл. 1, масса нейтрона практически не отличается от массы протона. Протоны и нейтроны составляют ядро атома и называются *нуклонами* (nucleus – ядро). Их заряды и массы в атомных единицах массы (а.е.м.) показаны в таблице 1. При расчете массы атома массой электрона можно пренебречь.

Масса атома (**массовое число**) равна сумме масс, составляющих его ядро протонов и нейтронов. Массовое число обозначается буквой **A**. Из названия этой величины видно, что она тесно связана с округленной до целого числа атомной массой элемента. $A = Z + N$

Здесь **A** – массовое число атома (сумма протонов и нейтронов), **Z** – заряд ядра (число протонов в ядре), **N** – число нейтронов в ядре. Согласно учению об изотопах, понятию «химический элемент» можно дать такое определение:

Химическим элементом называется совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Некоторые элементы существуют в виде нескольких *изотопов*. «Изотопы» означает «занимающий одно и тоже место». Изотопы имеют одинаковое число протонов, но отличаются массой, т. е. числом нейтронов в ядре (числом **N**). Поскольку нейтроны практически не влияют на химические свойства элементов, все изотопы одного и того же элемента химически неотличимы.

Изотопы

Изотопами называются разновидности атомов одного и того же химического элемента с одинаковым зарядом ядра (то есть с одинаковым числом протонов), но с разным числом нейтронов в ядре.

Изотопы отличаются друг от друга только массовым числом. Это обозначается либо верхним индексом в правом углу, либо в строчку: ^{12}C или C-12. Если элемент содержит несколько природных изотопов, то в периодической таблице Д.И. Менделеева указывается, его средняя атомная масса с учетом распространённости. Например, хлор содержит 2 природных изотопа ^{35}Cl и ^{37}Cl , содержание которых составляет соответственно 75% и 25%. Таким образом, атомная масса хлора будет равна:

$$A_r(\text{Cl}) = 0,75 \cdot 35 + 0,25 \cdot 37 = 35,5$$

Для тяжёлых искусственно-синтезированных атомов приводится одно значение атомной массы в квадратных скобках. Это атомная масса наиболее устойчивого изотопа данного элемента.

Основные модели строения атома

Основные модели строения атома

Исторически первой в 1897 году была модель атома Томсона.

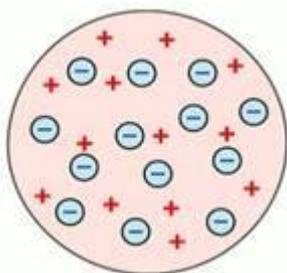


Рис. 1. Модель строения атома Дж. Томсона

Английский физик Дж. Дж. Томсон предположил, что атомы состоят из положительно заряженной сферы, в которую вкраплены электроны (рис. 1). Эту модель образно называют «сливовый пудинг», булочка с изюмом (где «изюминки» – это электроны), или «арбуз» с «семечками» – электронами. Однако от этой модели отказались, т. к. были получены экспериментальные данные, противоречащие ей.

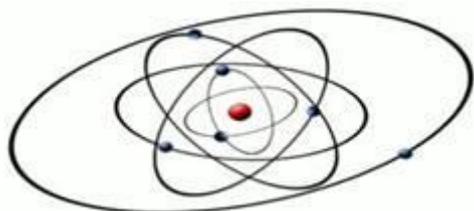


Рис. 2. Модель строения атома Э. Резерфорда

В 1910 году английский физик Эрнст Резерфорд со своими учениками Гейгером и Марсденом провели эксперимент, который дал поразительные результаты, необъяснимые с точки зрения модели Томсона. Эрнст Резерфорд доказал на опыте, что в центре атома имеется положительно заряженное ядро (рис. 2), вокруг которого, подобно планетам вокруг Солнца, вращаются электроны. Атом в целом электронейтрален, а электроны удерживаются в атоме за счет сил электростатического притяжения (кулоновских сил). Эта модель имела много противоречий и главное, не объясняла, почему электроны не падают на ядро, а также возможность поглощения и излучения им энергии.

Датский физик Н. Бор в 1913 году, взяв за основу модель атома Резерфорда, предложил модель атома, в которой электроны-частицы вращаются вокруг ядра атома примерно так же, как планеты обращаются вокруг Солнца.

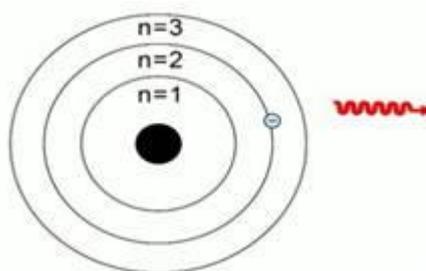


Рис. 3. Планетарная модель Н. Бора

Бор предположил, что электроны в атоме могут устойчиво существовать только на орбитах, удаленных от ядра на строго определенные расстояния. Эти орбиты он назвал стационарными. Вне стационарных орбит электрон существовать не может. Почему это так, Бор в то время объяснить не мог. Но он показал, что такая модель (рис. 3) позволяет объяснить многие экспериментальные факты.

Формы атомных орбиталей

В настоящее время для описания строения атома используется **квантовая механика**. Это наука, главным аспектом в которой является то, что электрон обладает свойствами частицы и волны одновременно, т. е. корпускулярно-волновым дуализмом. Согласно квантовой механике, *область пространства, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая, называется орбиталью*. Чем дальше электрон находится от ядра, тем меньше его энергия взаимодействия с ядром. Электроны с близкими энергиями образуют **энергетический уровень**. **Число энергетических уровней** равно **номеру периода**, в котором находится данный элемент в таблице Д.И. Менделеева. Существуют различные формы атомных орбиталей. (Рис. 4). d-орбиталь и f-орбиталь имеют более сложную форму.



Рис. 4. Формы атомных орбиталей

В электронной оболочке любого атома ровно столько электронов, сколько протонов в его ядре, поэтому атом в целом электронейтрален. Электроны в атоме размещаются так, чтобы их энергия была минимальной. Чем дальше электрон находится от ядра, тем больше орбиталей и тем сложнее они по форме. На каждом уровне и подуровне может помещаться только определенное количество электронов. Подуровни, в свою очередь, состоят из одинаковых по энергии *орбиталей*.

На первом энергетическом уровне, наиболее близком к ядру, может существовать одна сферическая орбиталь (**1s**). На втором энергетическом уровне – сферическая орбиталь, большая по размеру и три p-орбитали: **2s2ppp**. На третьем уровне: **3s3ppp3d**.

Кроме движения вокруг ядра, электроны обладают еще движением, которое можно представить, как их движение вокруг собственной оси. Это вращение называется *спином* (в пер. с англ. «веретено»). **На одной орбитали могут находиться лишь два электрона, обладающих противоположными (антипараллельными) спинами.**

Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле $N=2n^2$.

Где n – главное квантовое число (номер энергетического уровня). См. табл. 2

Табл. 2

Энергетический уровень	N	Электронная конфигурация
1-ый	2	1s ²
2-ой	8	2s ² 2p ⁶
3-ий	18	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰
4-ый	32	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴

В зависимости от того, на какой орбитали находится последний электрон, различают *s*, *p*-, *d*-элементы. Элементы главных подгрупп относятся к *s*, *p*-элементам. В побочных подгруппах находятся *d*-элементы

[Примеры написания электронно-графических формул атомов](#)

Графическая схема строения электронных слоев атомов (электронно-графическая формула).

Для описания расположения электронов на атомных орбиталях используют электронную конфигурацию. Для её написания в строчку пишутся орбитали в условных обозначениях (s -, p -, d -, f -орбитали), а перед ними – числа, обозначающие номер энергетического уровня. Чем больше число, тем дальше электрон находится от ядра. В верхнем регистре, над обозначением орбитали, пишется количество электронов, находящихся на данной орбитали (Рис. 5).

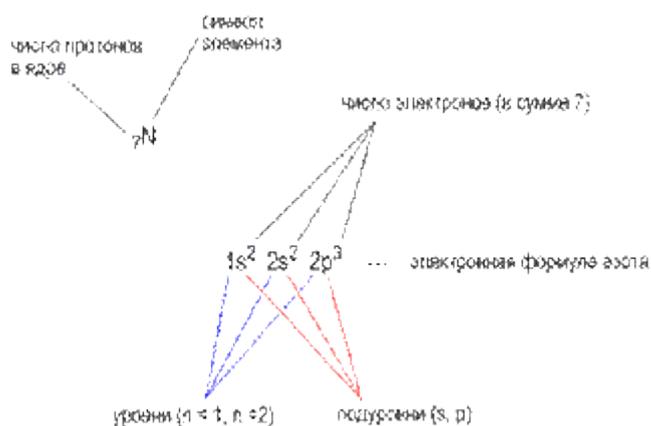


Рис. 5

Графически распределение электронов на атомных орбиталях можно представить в виде ячеек. Каждая ячейка соответствует одной орбитали. Для p -орбитали таких ячеек будет три, для d -орбитали – пять, для f -орбитали – семь. В одной ячейке может находиться 1 или 2 электрона. Согласно *правилу Гунда*, электроны распределяются на одинаковых по энергии орбиталях (например, на трех p -орбиталях) сначала по одному, и лишь когда в каждой такой орбитали уже находится по одному электрону, начинается заполнение этих орбиталей вторыми электронами. Такие электроны называют *спаренными*. Объясняют это тем, что в соседних ячейках электроны меньше отталкиваются друг от друга, как одноименно заряженные частицы.

См. рис. 6 для атома ${}^7\text{N}$.

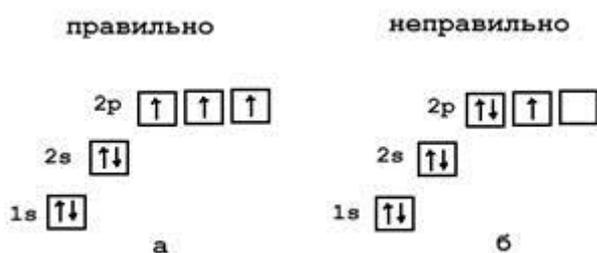
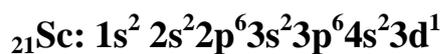


Рис. 6

Электронная конфигурация атома скандия



Электроны внешнего энергетического уровня называются валентными. ${}^{21}\text{Sc}$ относится к *d*-элементам.

2. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

[Предпосылки открытия периодического закона](#)

В период становления науки химии ученые пытались привести в систему сведения об известных к тому времени нескольких десятков [химических элементов](#). Эта проблема увлекла и Д.И. Менделеева. Он искал закономерности и взаимосвязи, которые бы охватывали все элементы, а не только часть из них. Менделеев считал важнейшей характеристикой элемента массу его атома. Проанализировав все известные к тому времени сведения о химических элементах и расположив их в порядке возрастания их атомных масс, в 1869 году он сформулировал периодический закон.

Формулировка закона: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значения атомных масс.

К моменту формулировки периодического закона еще не было известно строение атома и существования элементарных частиц. Также впоследствии было установлено, что от атомных масс свойства вещества не зависят, как это предполагал Менделеев. Хотя, не обладая этими сведениями, Д. И. Менделеев не сделал в своей таблице ни единой ошибки.

После открытия Мозли, который установил экспериментально, что заряд ядра атома совпадает с порядковым номером химического элемента,

указанным Менделеевым в его таблице, в формулировку его закона внесли изменения.

Описание периодической системы

Современная формулировка закона: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов.

Рис. 1. Графическим выражением периодического закона является Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА	ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР
Rb	37
РУБИДИЙ	2, 8, 18, 8, 1
85,468	
НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА	РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ
ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА	

Рис. 2. Рассмотрим принятые в ней обозначения на примере рубидия

В каждой ячейке, соответствующей элементу, представлены: химический символ, название, порядковый номер, соответствующий числу протонов в атоме, относительная атомная масса. Число электронов в атоме соответствует числу протонов. Количество нейтронов в атоме можно найти по разности между относительной атомной массой и количеством протонов, т. е. порядкового номера.

$$N(n^0) = A_r - Z$$

Количество относительная порядковый

нейтронов атомная масса номер элемента

Например, для изотопа хлора ^{35}Cl количество нейтронов равно: $35-17=18$

Составными частями периодической системы являются **группы и периоды**.

Периодическая система содержит восемь групп элементов. Каждая группа состоит из двух подгрупп: *главной и побочной*. Главные обозначены буквой **a**, а побочные – буквой **b**. Главная подгруппа содержит больше элементов, чем побочная. В главной подгруппе содержатся s- и p-элементы, в побочной – d-элементы.

Понятия о группах и периодах

Группа – столбец периодической системы, в котором объединены химические элементы, обладающие химическим сходством вследствие сходных электронных конфигураций валентного слоя. Это основополагающий принцип построения периодической системы.

Рассмотрим это на примере элементов первых двух групп.

Табл. 1

Элемент	Конфигурация валентных электронов	Элемент	Конфигурация валентных электронов
H	$1s^1$		
Li	$2s^1$	Be	$2s^2$
Na	$3s^1$	Mg	$3s^2$
K	$4s^1$	Ca	$4s^2$
Rb	$5s^1$	Sr	$5s^2$
Cs	$6s^1$	Ba	$6s^2$

Из таблицы видно, что элементы первой группы главной подгруппы имеют один валентный электрон. Элементы второй группы главной подгруппы имеют два валентных электрона.

Некоторые главные подгруппы имеют свои особенные названия:

Табл. 2

I-a	Щелочные металлы
II-a	Щелочноземельные металлы
V-a	Пниктогены
VI-a	Халькогены
VII-a	Галогены
VIII-a	Благородные (инертные) газы

Строка, называемая периодом, - это последовательность элементов, расположенных в порядке увеличения зарядов их ядер, которая начинается с щелочного металла (или водорода) и заканчивается благородным газом.

Номер периода равен количеству электронных уровней в атоме.

Существует два основных варианта представления периодической системы: длиннопериодный, в котором выделяют 18 групп (Рис. 3) и короткопериодный, в котором групп 8, но вводится понятие главной и побочной подгрупп (Рис. 1).

Длинная форма

Группа	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18														
Период	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18														
1	1 H 1,0079																	2 He 4,0026														
2	3 Li 6,941	4 Be 9,01224											5 B 10,81	6 C 12,011	7 N 14,0064	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,1797														
3	11 Na 22,98977	12 Mg 24,305											13 Al 26,981538	14 Si 28,0855	15 P 30,97376	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948														
4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,9559	22 Ti 47,88	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,9332	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,64	33 As 74,9216	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,798														
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,9063	42 Mo 95,94	43 Tc 98	44 Ru 101,07	45 Rh 102,9055	46 Pd 106,3676	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,71	51 Sb 121,760	52 Te 127,6	53 I 126,905	54 Xe 131,29														
6	55 Cs 132,9054	56 Ba 137,327	57 La 138,905	58 Ce 140,12	59 Pr 140,9076	60 Nd 144,24	61 Pm 144,9127	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,500	67 Ho 164,9303	68 Er 167,259	69 Tm 168,9304	70 Yb 173,054	71 Lu 174,967	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,222	78 Pt 195,084	79 Au 196,9665	80 Hg 200,59	81 Tl 204,387	82 Pb 207,2	83 Bi 208,9804	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
7	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227	90 Th 232,0377	91 Pa 231,036	92 U 238,0289	93 Np 237,04817	94 Pu 244,0642	95 Am 243,06138	96 Cm 247,07125	97 Bk 247,07125	98 Cf 251,07958	99 Es 252,0832	100 Fm 257,10	101 Md 258,10	102 No 259,10	103 Lr 260,10	104 Rf 261,103	105 Db 262,103	106 Sg 263,103	107 Bh 264,103	108 Hs 265,103	109 Mt 266,103	110 Ds 267,103	111 Rg 268,103	112 Cn 269,103	113 Nh 270,103	114 Fl 271,103	115 Lv 272,103	116 Ts 273,103	117 Og 274,103	
Лантаноиды			57 La 138,905	58 Ce 140,12	59 Pr 140,9076	60 Nd 144,24	61 Pm 144,9127	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,500	67 Ho 164,9303	68 Er 167,259	69 Tm 168,9304	70 Yb 173,054	71 Lu 174,967															
Актиноиды					89 Ac 227	90 Th 232,0377	91 Pa 231,036	92 U 238,0289	93 Np 237,04817	94 Pu 244,0642	95 Am 243,06138	96 Cm 247,07125	97 Bk 247,07125	98 Cf 251,07958	99 Es 252,0832	100 Fm 257,10	101 Md 258,10	102 No 259,10														

Рис. 3

Электронные конфигурации валентного слоя некоторых атомов

Периодическая повторяемость строения валентных электронов в атоме – это *важнейший критерий*, который объясняет и предсказывает свойства многих элементов. См. табл. 3.

Табл. 3

<i>Электронные конфигурации валентного слоя атомов элементов от лития до кальция</i>						
Элемент	Li	Be	B	C	N	O
Z	3	4	5	6	7	8
Электронная конфигурация	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$
Элемент	F	Ne	Na	Mg	Al	Si
Z	9	10	11	12	13	14
Электронная конфигурация	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$
Элемент	P	S	Cl	Ar	K	Ca
Z	15	16	17	18	19	20
Электронная конфигурация	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$	$4s^1$	$4s^2$

У каждой группы есть **формула высшего оксида**, т. е. оксида с максимальной степенью окисления элементов. Эта информация написана внизу таблицы. Например, для элементов V группы формула высшего оксида – R_2O_5 . Это N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5 , V_2O_5 ... По составу высшего оксида элемента можно определить его свойства. Оксиды состава R_2O , RO основные. R_2O_3 - чаще всего амфотерные. Остальные оксиды – кислотные. Чем выше степень окисления элемента R, чем ярче выраженными кислотными свойствами обладает его оксид. Таким образом, **кислотность высших оксидов элементов главных подгрупп увеличивается по периоду слева направо.**

В таблице отражен состав **летучих водородных соединений**. Такие соединения образуют элементы IV-VII групп, причем только легких.

Изменение атомного радиуса

В группах: для элементов главных подгрупп сверху вниз увеличивается число энергетических уровней. Энергетический уровень – это и есть расстояние, на котором находится электрон от ядра. Значит, **по группе вниз атомный радиус увеличивается.**

В периодах: по *периоду* номер энергетического уровня, на котором находятся валентные электроны, остается неизменным, но число валентных электронов увеличивается, а также растет и заряд ядра. Значит, электроны электростатически сильнее притягиваются к ядру. Поэтому *радиус атома уменьшается*.

Электроотрицательность

Электроотрицательность – это способность атома перетягивать на себя электроны связи.

Это величина, которая отражает «желание» атома отдать свои валентные электроны или принять чужие валентные электроны. Чем выше электроотрицательность, тем сильнее атом хочет принять чужие валентные электроны. Существует несколько основных шкал электроотрицательности. Электроотрицательность можно выразить количественно и выстроить элементы в ряд по ее возрастанию. Наиболее часто используют шкалу электроотрицательностей, предложенную американским химиком Л. Полингом. Электроотрицательность (X) измеряется в относительных величинах (таблица 4).

Элемент	X	Элемент	X
Cs	0,79	H	2,20
K	0,82	C	2,55
Na	0,93	S	2,58
Li	0,98	I	2,66
Ca	1,00	Br	2,96
Mg	1,31	N	3,04
Be	1,57	Cl	3,16
Si	1,90	O	3,44
B	2,04	F	3,98
P	2,19		

Таблица 4. Электроотрицательности (X) некоторых элементов. Данные из справочника: CRS Handbook of Chemistry and Physics (издание 2007 года).

Электроотрицательность по Полингу – это свойство атомов, связанных химическими связями, т. е. находящихся в составе химических соединений. Соединения таких благородных элементов, как гелий, неон и аргон до сих пор не получены, поэтому не определена и ЭО этих элементов. Однако в полной таблице в приложении VII уже можно найти значения для ксенона (Xe), соединения которого с фтором и кислородом известны с 60-х годов XX века.

Наибольшей электроотрицательностью обладают элементы, находящиеся в правом верхнем углу Периодической системы. Соответственно, наименьшей – элементы, находящиеся в нижнем левом углу. Аналогично меняются и металлические свойства простых веществ, образованных данными элементами. Металлы легко отдают свои валентные электроны, соответственно, они имеют низкую электроотрицательность. Поэтому металлы находятся в нижнем левом углу Периодической системы, а типичные неметаллы – в правом верхнем.

3.Изменение свойств в группах и периодах.

Сущность явления периодичности

Периодичность означает повторение физических и химических свойств элементов и их соединений через определенные интервалы.

Например, щелочные металлы (элементы IA подгруппы) располагаются в таблице через каждые 8 или 18 элементов. Во всех атомах щелочных металлов на последнем электронном слое находится по 1 электрону, который они легко отдают, выступая в роли восстановителей. Элементы галогены располагаются в периодической системе в VIIA подгруппе, на внешнем слое в их атомах находится 7 электронов. Галогены – типичные неметаллы, сильные окислители, причем сходны состав и свойства образуемых ими не только простых, но и сложных веществ.

Следовательно, **периодичность свойств элементов и их соединений обусловлена повторением электронных конфигураций атомов.** В этом заключается физический смысл периодического закона.

Изменение свойств элементов в периодах

В периодах с увеличением заряда ядра происходит последовательное увеличение числа электронов на внешнем уровне и уменьшение радиусов атомов. Рис. 1.



Рис. 1. Изменение радиуса атомов в периоде

Так как возрастает притяжение электронов к ядру, увеличивается относительная электроотрицательность. Металлические и восстановительные свойства простых веществ, образуемых атомами этих элементов, убывают, все труднее становится атомам отдавать электроны. Неметаллические и окислительные свойства нарастают (Таблица 1).

Таблица 1. Некоторые свойства элементов второго периода и образованных ими веществ

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1. Элемент, поряд. номер	${}^3\text{Li}$	${}^4\text{Be}$	${}^5\text{B}$	${}^6\text{C}$	${}^7\text{N}$	${}^8\text{O}$	${}^9\text{F}$	${}^{10}\text{Ne}$
2. Строение внешнего энергетического уровня	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$
3. Радиус атома, нм	0,159	0,104	0,078	0,062	0,052	0,045	0,040	0,035
4. Относительная электроотрицательность	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	-
5.	Щелоч	Металл	Немета	Немет	Немета	Акти	Очен	Благо

Свойства простого вещества	ной металл		лл	алл	лл	вный металл	ь активный металл	родный газ
6. Окислительно-восстановительные свойства простого вещества	Сильный восстановитель	Восстановитель	Слабый окислитель	Слабый окислитель	Окислитель	Сильный окислитель	Очень сильный окислитель	Химически инертен
7. Кислотно-основные свойства высших оксида и гидроксида	+1 Li ₂ O основный оксид LiOH сильное основание	+2 BeO амфотерный оксид Be(OH) ₂ амфотерный гидроксид	+3 B ₂ O ₃ кислотный оксид H ₃ BO ₃ очень слабая кислота	+4 CO ₂ кислотный оксид H ₂ CO ₃ слабая кислота	+5 N ₂ O ₅ кислотный оксид HNO ₃ сильная кислота	-----	-----	-----
8. Свойства водных растворов газообразных водородных соединений	---	---	---	CH ₄ безразличны	NH ₃ основные	H ₂ O амфотерные	HF кислотные	

й								
---	--	--	--	--	--	--	--	--

Изменение свойств элементов в группах

В главных подгруппах с увеличением заряда ядра атомов (сверху вниз) радиусы атомов увеличиваются, следовательно, электроотрицательность, окислительные и неметаллические свойства ослабевают.

Рассмотрим некоторые закономерности изменения свойств элементов и их соединений на примере элементов главной подгруппы II группы (Таблица 2). Во IIА подгруппе с увеличением заряда ядра сверху вниз увеличивается радиус атомов, т. к. при неизменном количестве внешних электронов увеличивается число занятых электронами энергетических уровней. Относительная электроотрицательность уменьшается. Свойства оксидов и гидроксидов этих элементов изменяются от амфотерных к основным.

Таблица 2. Некоторые свойства элементов IIА подгруппы и их соединений

Период	Элемент и поряд. номер	Строение внешнего энерг. уровня	Радиус атома, нм	Относительная электроотрицательность	Кислотно-основные св-ва оксида и гидроксида	
2	${}^4\text{Be}$	$2s^2$	0,104	1,5	BeO амфотерный	Be(OH) ₂ амфотерный гидроксид
3	${}^{12}\text{Mg}$	$3s^2$	0,148	1,2	MgO основной	Mg(OH) ₂ основание средней силы
4	${}^{20}\text{Ca}$	$4s^2$	0,169	1,0	CaO основной	Ca(OH) ₂ сильное основание
...
6	${}^{56}\text{Ba}$	$6s^2$	0,206	0,9	BaO	Ba(OH) ₂ сильно

					основны й	е основание
--	--	--	--	--	--------------	-------------

Для элементов VIIA подгруппы и их соединений наблюдаются те же закономерности (Таблица 3).

Таблица 3. Некоторые свойства элементов VIIA подгруппы и их соединений

Пе- риод	Элемент и поряд. номер	Строение внешнего энерг. уровня	Радиус атома, нм	Относит. электроотрицательность	Свойства водного раствора газообразного водородного соединения
2	${}_{9}\text{F}$	$2s^2 2p^5$	0,040	4,0	HF кислота средней силы
3	${}_{17}\text{Cl}$	$3s^2 3p^5$	0,073	2,83	HCl сильная кислота
4	${}_{35}\text{Br}$	$4s^2 4p^5$	0,085	2,74	HBr сильная кислота
5	${}_{53}\text{I}$	$5s^2 5p^5$	0,105	2,21	HI сильная кислота

Итоги лекции

На данной лекции была рассмотрена периодическая зависимость наиболее важных свойств атомов химических элементов и их соединений от зарядов ядер атомов. Вы узнали, как предсказать свойства элементов и образованных ими веществ на основании их положения в Периодической системе.

Вопросы для самоконтроля:

1. Напишите электронные формулы для следующих элементов: ${}_6\text{C}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{21}\text{Sc}$.
2. Элементы имеют следующие электронные формулы: а) $1s^2 2s^2 2p^4$. б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Какие это элементы?
3. Сравните электронную конфигурацию атомов углерода и кремния. Какую валентность и степени окисления они могут проявлять в химических соединениях? Приведите формулы соединений этих элементов с водородом. Приведите формулы их соединений с кислородом в высшей степени окисления.
4. Напишите электронные формулы внешних оболочек следующих элементов: ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{52}\text{Te}$. Три элемента из этого ряда являются химическими аналогами (проявляют похожие химические свойства). Какие это элементы?
5. Напишите формулы летучих водородных соединений химических элементов третьего периода. Выберите из них вещество, которое наиболее активно реагирует: а) со щелочью; б) с кислотой.

Литература:

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил.
3. А.В. Мануйлов, В.И. Родионов. Основы химии. Интернет-учебник.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneurok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. [Химик](#) ([Источник](#)).

Лекция № 2

Тема: Химическая связь. Кристаллические решетки.

План

- 1.Ковалентная и ионная связь.
- 2.Металлическая и водородная связь.
- 3.Типы кристаллических решеток.

1.Ковалентная и ионная связь.

Каждый атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки. Благодаря зарядам ядра и электронов между соседними атомами возникают электростатические силы: притяжения и отталкивания. Если сближение атомов приводит к понижению энергии образующейся частицы (по сравнению с энергиями отдельных атомов), то образуется химическая связь.

Химическая связь – это силы взаимодействия, удерживающие частицы друг около друга.

Ученые доказали, что главную роль в образовании связи играют электроны, которые меньше всего связаны с ядром, т. е. расположенные на внешней электронной оболочке. Такие электроны называют валентными.

В атомах элементов **главных подгрупп** все валентные электроны расположены на **последнем (внешнем)** электронном слое и их число равно номеру группы.

В атомах элементов **побочных подгрупп** валентные электроны расположены, как правило, **на двух последних электронных слоях**, но их число тоже равно номеру группы, к которой относится элемент.

Например, в атоме калия один валентный электрон, в атоме марганца – 7 валентных электронов (рис. 1).

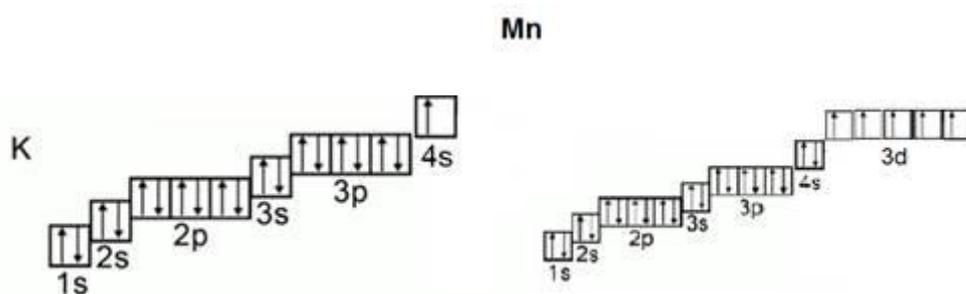


Рис. 1. Электронные конфигурации атомов калия и марганца

Согласно теории химической связи наиболее устойчивыми являются внешние оболочки из восьми электронов – октет (если в атоме только 1 электронный слой, то для него наиболее устойчиво двухэлектронное состояние – дуплет).

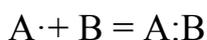
Образование устойчивой электронной оболочки может происходить несколькими способами, поэтому различают разные виды химической связи.

Ковалентная связь

Ковалентная связь – химическая связь, образованная перекрыванием электронных облаков атомов. Электронные облака (электроны), обеспечивающие связь, называются общей электронной парой.

Различают два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.

При обменном механизме каждый атом предоставляет по одному электрону для образования общей пары:



При донорно-акцепторном механизме один атом предоставляет уже имеющуюся у него пару электронов (донор), а другой атом предоставляет свободную орбиталь для этой пары электронов (акцептор):



Связь, осуществляемая за счет образования общих электронных пар, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам, называется ковалентной неполярной.

Ковалентная неполярная связь образуется между атомами неметаллов с одинаковыми значениями относительной электроотрицательности, например в молекулах хлора, азота, между атомами углерода в этилене (табл. 1).

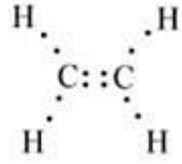
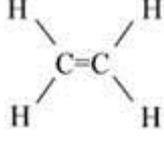
Молекулярные формулы	Электронные формулы	Графические формулы
Cl ₂		Cl-Cl
N ₂		N≡N
C ₂ H ₄		

Табл. 1. Примеры соединений, в которых присутствуют ковалентные неполярные связи

Число общих электронных пар зависит от того, сколько электронов не хватает каждому атому для октета. Хлор – элемент VII-A подгруппы, следовательно, на его внешнем электронном слое 7 электронов. До октета не хватает одного электрона, значит, будет образована одна общая пара электронов в Cl₂. Между атомами азота в молекуле N₂ образуются три общие электронные пары, т. е. тройная ковалентная связь. Между атомами углерода в этилене образуется двойная ковалентная связь.

Обратите внимание, что из каждого правила есть исключения и правило октета не всегда выполняется (пример – молекула сернистого газа SO₂).

Ковалентная полярная связь осуществляется за счет образования общих электронных пар, которые смещаются к атому более электроотрицательного элемента. При этом на атомах образуются частичные заряды: δ⁺ и δ⁻ (рис. 2).

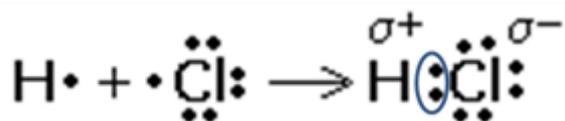


Рис. 2. Образование ковалентной связи в молекуле хлороводорода

Чем больше разность электроотрицательностей атомов элементов, тем больше полярность связи.

[Ионная связь](#)

Ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи.

Ионная связь – это электростатическое притяжение между ионами, образованными путем практически полного смещения электронной пары к одному из атомов. Этот тип связи образуется, если разность значений относительной электроотрицательности атомов велика (как правило, больше 1,7 по шкале Полинга).

Ионная связь обычно образуется между типичным **металлом** и типичным **неметаллом**. Например, в хлориде натрия NaCl атом натрия свой 1 валентный электрон отдал атому хлора и превратился в катион, а атом хлора, приняв 1 электрон, превратился в анион. Катион с анионом притягиваются, и образуется ионная связь (рис. 3).



Рис. 3. Образование ионной связи в хлориде натрия

Соли, щелочи, основные оксиды, карбиды, нитриды относятся к ионным соединениям. Все эти вещества при обычных условиях твердые, с высокими температурами плавления (как правило, 700–1000 °С), их растворы и расплавы электропроводны.

Тугоплавкость ионных соединений объясняется тем, что ион может притягивать к себе противоположно заряженные ионы в любых направлениях и большом количестве. Следовательно, ионы прочно соединяются в кристаллическую решетку. Например, в кристаллической решетке поваренной соли один катион натрия окружен шестью анионами хлора, а каждый анион хлора окружен шестью катионами натрия (рис. 4). Таким образом, весь кристалл поваренной соли представляет собой как бы одну огромную макромолекулу, состоящую из огромного числа ионов. И химическая формула NaCl определяет только их соотношение в кристалле. При обычных условиях молекулы NaCl не существует.

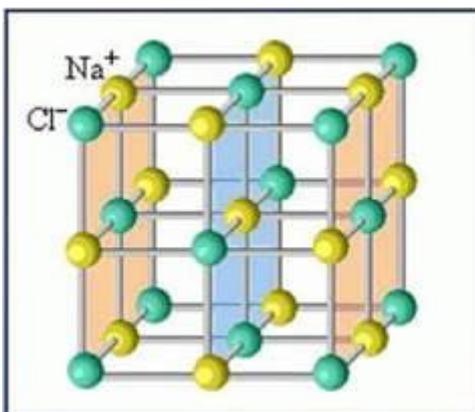


Рис. 4. Модель кристаллической решетки хлорида натрия

Донорно-акцепторный механизм образования связи

В одном веществе могут реализовываться сразу несколько типов химической связи. Например, в хлориде аммония присутствуют ковалентные связи, образованные по обменному и донорно-акцепторному механизму, а также ионная связь между катионом аммония и хлорид-ионом (рис. 5).

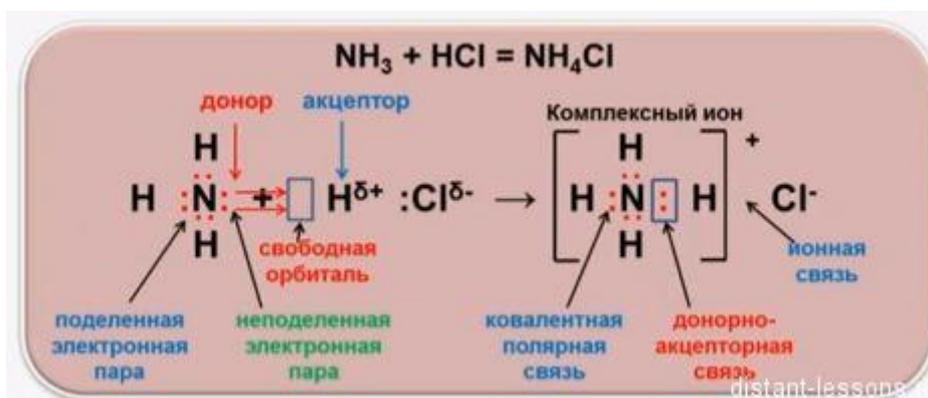


Рис. 5. Образование химических связей в хлориде аммония

2.Металлическая и водородная связь.

Металлическая связь это тип связи в металлах и их сплавах между атомами или ионами металлов и относительно свободными электронами (электронным газом) в кристаллической решетке.

Металлы – это химические элементы с низкой электроотрицательностью, поэтому они легко отдают свои валентные электроны. Если рядом с элементом металлом находится неметалл, то электроны от атома металла переходят к неметаллу. Такой тип связи называется *ионный* (рис. 1).



Рис. 1. Образование ионной связи

В случае *простых веществ металлов* или их сплавов, ситуация меняется.

При образовании молекул электронные орбитали металлов не остаются неизменными. Они взаимодействуют между собой, образуя новую молекулярную орбиталь. В зависимости от состава и строения соединения, молекулярные орбитали могут быть как близки к совокупности атомных орбиталей, так и значительно от них отличаться. При взаимодействии

электронных орбиталей атомов металла образуются молекулярные орбитали. Такие, что валентные электроны атома металла, могут свободно перемещаться по этим молекулярным орбиталиям. Не происходит полное разделение, заряда, т. е. металл – это не совокупность катионов и плавающих вокруг электронов. Но это и не совокупность атомов, которые иногда переходят в катионную форму и передают свой электрон другому катиону. Реальная ситуация – это совокупность двух этих крайних вариантов.



Рис. 2

Сущность образования металлической связи состоит в следующем: атомы металлов отдают наружные электроны, и некоторые из них превращаются в *положительно заряженные ионы*. Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между возникшими *положительными ионами металлов*. Между этими частицами возникает металлическая связь, т. е. электроны как бы цементируют положительные ионы в металлической решетке (рис. 2).

[Физические свойства металлов](#)

Наличие металлической связи обуславливает физические свойства металлов:

- Высокая пластичность
- Тепло и электропроводность
- Металлический блеск

Пластичность – это способность материала легко деформироваться под действием механической нагрузки. Металлическая связь реализуется между всеми атомами металла одновременно, поэтому при механическом воздействии на металл не разрываются конкретные связи, а только меняется положение атома. Атомы металла, не связанные жесткими связями между собой, могут как бы скользить по слою электронного газа, как это происходит при скольжении одного стекла по другому с прослойкой воды между ними. Благодаря этому металлы можно легко деформировать или

раскатывать в тонкую фольгу. Наиболее пластичные металлы – чистое золото, серебро и медь. Все эти металлы встречаются в природе в самородном виде в той или иной степени чистоты. Рис. 3.



Рис. 3. Металлы, встречающиеся в природе в самородном виде

Из них, особенно из золота, изготавливаются различные украшения. Благодаря своей удивительной пластичности, золото применяется при отделке дворцов. Из него можно раскатать фольгу толщиной всего $3 \cdot 10^{-3}$ мм. Она называется сусальное золото, наносится на гипсовые, лепные украшения или другие предметы.

Тепло- и электропроводность. Лучше всего электрический ток проводят медь, серебро, золото и алюминий. Но так как золото и серебро – дорогие металлы, то для изготовления кабелей используются более дешевые медь и алюминий. Самыми плохими электрическими проводниками являются марганец, свинец, ртуть и вольфрам. У вольфрама электрическое сопротивление столь велико, что при прохождении электрического тока он начинает светиться. Это свойство используется при изготовлении ламп накаливания.

Температура тела – это мера энергии составляющих его атомов или молекул. Электронный газ металла может довольно быстро передавать избыточную энергию с одного иона или атома к другому. Температура металла быстро выравнивается по всему объёму, даже если нагревание идет с одной стороны. Это наблюдается, например, если опустить металлическую ложку в чай.

Металлический блеск. Блеск – это способность тела отражать световые лучи. Высокой световой отражательной способностью обладают серебро, алюминий и палладий. Поэтому именно эти металлы наносят тонким слоем на поверхность стекла при изготовлении фар, прожекторов и зеркал.

Водородная связь

Рассмотрим температуры кипения и плавления водородных соединений халькогенов: кислорода, серы, селена и теллура. Рис. 4.

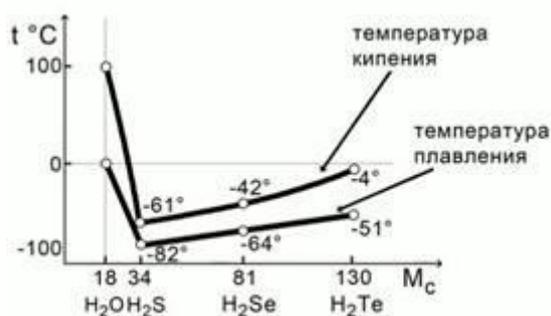


Рис. 4

Если мысленно экстраполировать прямые температур кипения и плавления водородных соединений серы, селена и теллура, то мы увидим, что температура плавления воды должна примерно составлять -100°C , а кипения – примерно -80°C . Происходит это потому, что между молекулами воды существует взаимодействие – *водородная связь*, которая *объединяет молекулы воды в ассоциацию*. Для разрушения этих ассоциатов требуется дополнительная энергия.

Механизм образования водородной связи

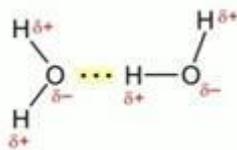
Водородная связь образуется между сильно поляризованным, обладающим значительной долей положительного заряда атомом водорода и другим атомом с очень высокой электроотрицательностью: фтором, кислородом или азотом. Примеры веществ, способных образовывать водородную связь, приведены на рис. 5.



Рис. 5

Рассмотрим образование водородных связей между молекулами воды. Водородная связь изображается тремя точками. Возникновение водородной связи обусловлено уникальной особенностью атома водорода. Т. к. атом водорода содержит только один электрон, то при оттягивании общей электронной пары другим атомом, оголяется ядро атома водорода,

положительный заряд которого действует на электроотрицательные элементы в молекулах веществ.



Сравним свойства этилового спирта и диметилового эфира. Исходя из строения этих веществ, следует, что этиловый спирт может образовывать межмолекулярные водородные связи. Это обусловлено наличием гидроксогруппы. Диметиловый эфир межмолекулярных водородных связей образовывать не может.

Сопоставим их свойства в таблице 1.

Вещество	$T_{\text{кип.}}$	$T_{\text{пл.}}$	Растворимость в воде
Этиловый спирт	+78,15 ⁰ С	-114,15 ⁰ С	В любых пропорциях
Диметиловый эфир	-29,9 ⁰ С	-138,5 ⁰ С	Ограничена

Табл. 1

$T_{\text{кип.}}$, $T_{\text{пл.}}$, растворимость в воде выше у этилового спирта. Это общая закономерность для веществ, между молекулами которых образуется водородная связь. Эти вещества характеризуются более высокой $T_{\text{кип.}}$, $T_{\text{пл.}}$, растворимостью в воде и более низкой летучестью.

Физические свойства соединений зависят также и от молекулярной массы вещества. Поэтому проводить сравнение физических свойств веществ с водородными связями, правомерно только для веществ с близкими молекулярными массами.

Энергия одной водородной связи примерно в 10 раз меньше энергии ковалентной связи. Если в органических молекулах сложного состава имеется несколько функциональных групп, способных к образованию водородной связи, то в них могут образовываться внутримолекулярные водородные связи (белки, ДНК, аминокислоты, ортонитрофенол и др.). За счет водородной связи образуется вторичная структура белков, двойная спираль ДНК.

[Ван-дер-Ваальсовы силы](#)

Ван-дер-Ваальсовая связь.

Вспомним благородные газы. Соединения гелия до сих пор не получены. Он не способен образовывать обычные химические связи.

При сильно отрицательных температурах можно получить жидкий и даже твердый гелий. В жидком состоянии атомы гелия удерживаются при помощи сил электростатического притяжения. Существует три варианта этих сил:

- ориентационные силы. Это взаимодействие между двумя диполями (HCl)
- индукционное притяжение. Это притяжение диполя и неполярной молекулы.
- дисперсионное притяжение. Это взаимодействие между двумя неполярными молекулами (He). Возникает за счет неравномерности движения электронов вокруг ядра.

3. Типы кристаллических решеток.

В зависимости от давления и температуры, все вещества могут существовать в различных агрегатных состояниях: твердом, жидком, газообразном или в виде плазмы. При низких температурах и высоком давлении все вещества существуют в твёрдом агрегатном состоянии. Твердое и жидкое состояние вещества называют конденсированным.

В твердых телах частицы располагаются компактно, в определенном порядке. В зависимости от степени упорядоченности частиц в твердых телах определяют 2 фазовых состояния: кристаллическое и аморфное. Если частицы располагаются таким образом, что между соседними частицами есть некоторая упорядоченность в расположении, а именно: *постоянное расстояние и углы между ними*, такое явление называют наличие *ближнего порядка в расположении*. Рис. а.

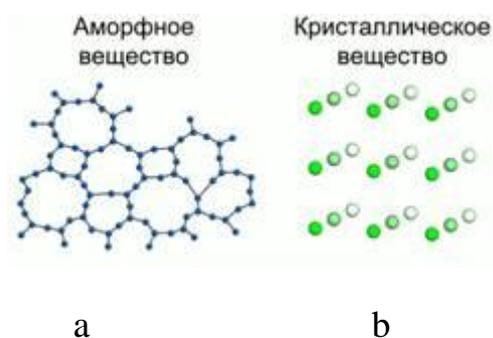


Рис. 1. Наличие ближнего и дальнего порядка в расположении частиц

Если же частицы расположены таким образом, что упорядоченность наблюдается и между *ближайшими соседями*, и на *гораздо больших расстояниях*, это называют наличие *дальнего порядка*. Рис. б.

Примеры аморфных веществ

Аморфное тело (от греч А – не, μορfe – форма) – бесформенные вещества. В них существует только ближний порядок и нет дальнего порядка.

Примеры аморфных тел приведены на рис. 2.



Рис. 2. Аморфные тела

Это воск, стекло, пластилин, смола, шоколад.

Свойства аморфных веществ

- Имеют только ближний порядок (как в жидкостях).
- Твердое агрегатное состояние при нормальных условиях.
- Нет четкой температуры плавления. Плавятся в интервале температур.

Кристаллические вещества

В *кристаллическом* теле существует и ближний, и дальний порядок. Если мысленно соединить точки, обозначающие линии, получится пространственный каркас, который называется кристаллической решеткой. Точки, в которых размещены частицы – ионы, атомы или молекулы – называют узлами кристаллической решетки (рис. 3). Частицы не жестко фиксированы в узлах, они могут немного колебаться, не убегая из этих точек. В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах кристаллической решетки, выделяют её типы (табл. 1).

Кристаллическая решётка

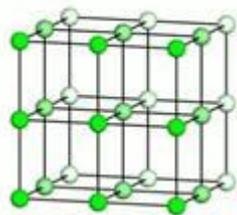


Рис. 3. Кристаллическая решетка

Зависимость свойств от типа кристаллической решетки

Физические свойства веществ с различными типами кристаллических решеток

<i>Тип кристаллической решетки</i>	<i>Физические свойства веществ</i>	<i>Тип химической связи в веществах</i>	<i>Примеры веществ</i>
ионная	Относительно прочная решетка, достаточно высокие значения $T_{пл}$. Довольно твердые нелетучие. Расплавы и растворы проводят электрический ток.	ионная	Соли, щелочи, оксиды щелочных и щелочноземельных металлов
металлическая	Относительно прочная решетка, достаточно высокие значения $T_{пл}$. Ковкие, пластичные, электро-и теплопроводны.	металлическая	Металлы и сплавы
атомная	Прочная решетка. Самые высокие значения $T_{пл}$,	Ковалентная	Простые вещества неметаллы (графит,

	очень твердые, нелетучие, нерастворимые в воде.		алмаз), SiO ₂ , Al ₂ O ₃
молекулярная	Вещества характеризуются низкими T _{пл.} , летучие, низкая прочность.	Ковалентная полярная и ковалентная неполярная	Большинство органических веществ (глюкоза, метан, бензол), сера, йод, твердый углекислый газ

Табл.1. Физические свойства веществ

Существует несколько подтипов кристаллических решеток, различающихся расположением атомов в пространстве.

В веществах с атомной, ионной, металлической кристаллической решетками нет молекул – это **немолекулярные вещества**. **Молекулярные вещества** – с молекулярной кристаллической решеткой.

Полиморфизм

Полиморфизм - это явление, при котором сложные вещества одинакового состава имеют разные кристаллические решетки.

Например, пирит и марказит. Их формула – FeS₂. Но они и выглядят по-разному, и обладают различными физическими свойствами. Аналогично, различными физическими свойствами обладают минералы состава CaCO₃: арагонит, мрамор, исландский шпат, мел.

Аллотропия, текучесть аморфных тел

Явление существования химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией, а вещества – аллотропными модификациями. Это объясняется различным составом вещества или различием в их кристаллической решетке. Кислород и озон – аллотропные модификации химического элемента кислорода. Углерод образует графит, алмаз, фуллерен, карбин. Расположение атомов в их кристаллических решетках разное, и поэтому они проявляют разные свойства. У фосфора аллотропные вещества – красный, белый и черный фосфор. Аллотропия

характерна и для металлов. Например, железо может существовать в виде α , β , δ , γ .

Текучесть аморфных веществ

Одним из свойств, по которым отличаются аморфные тела от жидких, является их текучесть. Если положить кусочек смолы на нагретую поверхность, то он постепенно растечется по этой поверхности.

Вязкость – это способность сопротивляться перемещению одних частей тела относительно других для жидкостей и газов: чем она выше, тем сложнее изменить форму тела. Оконные стекла – это типичные аморфные вещества. Теоретически они должны постепенно стекать вниз. Но вязкость стекла высокая, и его деформацией можно пренебречь. Вязкость стекла примерно в 1000 раз выше вязкости смолы. За год деформация стекла составляет 0,001%. За 1000 лет деформация стекла составляет 1%.

Итоги лекции

На лекции вы узнали, что такое химическая связь и почему она образуется, в чем разница между ковалентной и ионной связью, как изобразить схемы образования химической связи в различных веществах. Мы рассмотрели три типа химической связи: металлическая, водородная и Ван-дер-Ваальсовая и выяснили зависимость физических и химических свойств от разных типов химических связей в веществе. Разобрали типы кристаллических решеток, типы агрегатных состояний вещества, твердые тела с кристаллической структурой. Введено понятие полиморфизма и аллотропии. Объяснялась зависимость физических и химических свойств от разных типов кристаллических решеток в веществе.

Вопросы для самоконтроля:

1. Предложен перечень веществ: H_2S , CO , KOH , K_2O , Na_2SO_4 , CuCl_2 , HI , S , PCl_3 , N_2O_5 . Выпишите из него формулы веществ: а) с ионной связью; б) с ковалентной связью.
2. Составьте электронную формулу молекулы SO_2 . Покажите смещение электронной плотности. Укажите тип химической связи.
3. Почему для изготовления волосков ламп накаливания используют вольфрам?
4. Чем объясняется отсутствие водородной связи в молекулах альдегидов?

5.Приведите примеры веществ молекулярного строения.

6.Что такое полиморфизм?

Литература

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень/ Г. Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е издание. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 11 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С. Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил.
3. Габриелян О.С.Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneturok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. Химик.ру ([Источник](#)).

Лекция № 3

Тема: Типы химических реакций. Термохимия. Скорость реакции.

План

1. Классификация химических реакций. Тепловой эффект.
2. Скорость химической реакции.
3. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции.

1. Классификация химических реакций. Тепловой эффект.

Химическая реакция – это процесс, при котором из одних веществ получаются другие, отличающиеся от исходных веществ по составу или строению, по свойствам.

Существует несколько классификаций химических реакций, основанных либо на параметрах самих реакций, либо на свойствах участвующих веществ.

1. Классификация, основанная на агрегатном состоянии участвующих веществ

Реакция называется **гомогенной** (греч. «гомо-с» – одинаковый, «гениум» – рождать), т. е. одинаковый по рождению. Вещества, участвующие в реакции, находятся в одном агрегатном состоянии: газообразном, твердом или жидком. В понятие «жидкое агрегатное состояние» входят и растворы веществ. Но между веществами не должно быть границы раздела фаз.

Гомогенные реакции подразделяют на

- Газофазные
- Жидкофазные
- Твердофазные

Реакция называется **гетерогенной** (греч. «гетеро-с» – разный), если вещества находятся в различных агрегатных состояниях (жидкое и твердое, несмешивающиеся жидкости или смеси твердых веществ)

Классификация по агрегатному состоянию участвующих веществ.

Гетерогенные реакции		Гетерогенные реакции
$2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NaOH}_{(p-p)} + \text{HCl}_{(p-p)} \rightarrow \text{NaCl}$	$4\text{FeS}_{2(\text{тв.})} + 11\text{O}_2\uparrow \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
Газофазная	Жидкостная	

Классификация по изменению состава вещества

II. Классификация по изменению состава веществ или не изменению состава вещества

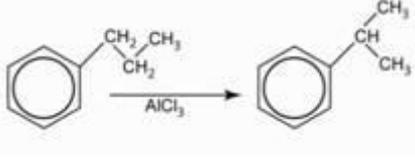
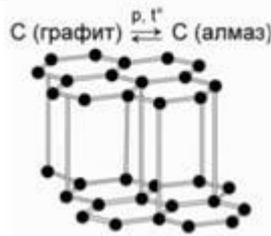
Реакции, при которых не изменяется состав вещества:	
	
Реакция изомеризации пропил бензола в изопропилбензол	Переход между аллотропными модификациями (графит ↔ алмаз)

Табл. 2

Реакции, происходящие с изменением состава веществ подразделяются на

- соединения
- разложения
- замещения
- обмена

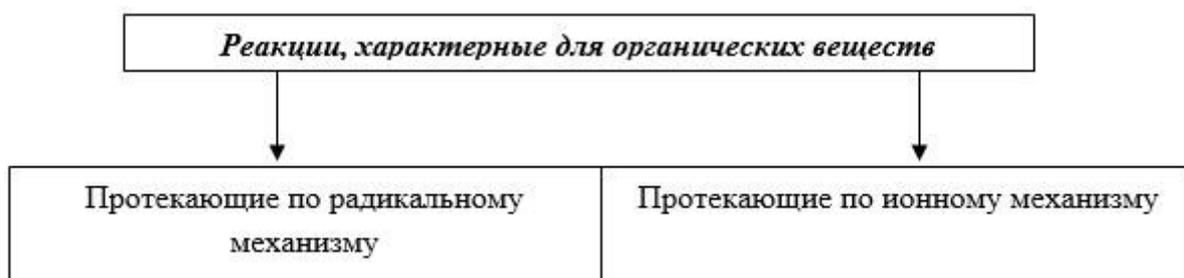


В органической химии реакции *присоединения* обозначаются как гидрирование, гидратация, галогенирование, гидрогалогенирование, полимеризация. Реакции *разложения* называют реакциями отщепления: дегидрирование, дегидратация, дегидрогалогенирование. Реакции замещения в органической химии – это галогенирование алканов, замещение гидроксила на галоген в спиртах, галогенирование бензола.

В отдельную группу выделяют реакции, при которых *происходит изменение степеней окисления* в веществах. Это *окислительно-восстановительные реакции*.

По *константе равновесия*, химические реакции делятся на *обратимые и необратимые*.

В органической химии существует классификация реакций по типу атакующей частицы.



[Классификация по тепловому эффекту](#)

III. Классификация по тепловому эффекту

Одни химические реакции протекают с выделением теплоты, а другие – с поглощением.

Количество теплоты, которое выделяется в результате реакции, называется тепловым эффектом химической реакции.

По тепловому эффекту химические реакции делят на *экзотермические* и *эндотермические*.

Экзотермическими называются реакции, которые протекают с **выделением теплоты**. Например, реакция горения пропана.



Рис. 1. $C_3H_8 + O_2 \rightarrow 3CO_2 \uparrow + 4H_2O + Q$

Эндотермическими называются реакции, которые протекают с **поглощением теплоты**. Например, реакция разложения гидроксида меди (II).



Термохимические уравнения

Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называются термохимическими. В них указывается теплота процесса, соответствующая стехиометрическим коэффициентам.

Количество теплоты зависит от количества вещества. Ведь нельзя же обогреть помещение, сжигая одну спичку, а положив в камин несколько бревен – вполне. Хотя оба процесса – это горение древесины. Рис. 2.



Рис. 2. Горение древесины

2. Скорость химической реакции.

Скорость химической реакции измеряется изменением количества вещества одного из реагентов или продуктов реакции в единицу времени в единицу объёма для гомогенных систем или на единицу поверхности для гетерогенных систем.

Для гомогенных систем, для которых реакция происходит во всем объёме системы, скорость химической реакции определяется следующим

уравнением:
$$v = \frac{\pm \Delta n}{V \cdot \Delta \tau}$$

v – скорость химической реакции

Δn – изменение количества вещества

V – объём системы

$\Delta \tau$ – интервал времени, в котором определяют скорость реакции

Отношение $\pm \Delta n / V$ – это молярная концентрация вещества. И тогда $\pm \Delta c$. Для гомогенных систем скорость реакции выражается в $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$

Для гетерогенных систем, в которых реакция протекает на границе раздела фаз, уравнение для определения скорости химической реакции будет такое:

$$v = \frac{\pm \Delta n}{S \cdot \Delta \tau}$$

S – Площадь поверхности раздела фаз, на которой идет химическая реакция.

Скорость реакции – величина положительная, поэтому знак \pm перед формулой дает возможность выбора. Ставится (+), если скорость реакции определяется по изменению количества продукта реакции.

Ставится (-), если скорость реакции определяется по изменению количества исходного вещества.

Для гетерогенных систем скорость реакции выражается в $\frac{\text{моль}}{\text{дм}^2 \cdot \text{с}}$

Раздел химии, в котором изучаются скорости химических реакций, называется *химической кинетикой*.

Химическая реакция происходит в результате столкновения частиц реагирующих веществ. Но не всякое столкновение частиц приводит к

образованию продуктов реакции. Если при столкновении частицы не обладают достаточной энергией, то столкновение будет неэффективным. Такое столкновение называют *упругим*. Оно подобно столкновению бильярдных шаров. Если энергия частиц будет достаточно высока, то столкновение будет эффективным, и произойдёт химическая реакция. В некоторых случаях (реакция распада) не требуется взаимодействия частиц, но для их прохождения также нужна определённая энергия.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

· *Температура.*

Правило Вант-Гоффа. При увеличении температуры на каждые 10 градусов, скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза. Это правило можно записать в виде уравнения таким образом:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_2 – скорость реакции при температуре T_2

v_1 – скорость реакции при температуре T_1 ;

γ – температурный коэффициент реакции, который показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на 10 градусов.

Но при этом *уравнение Вант-Гоффа* верно не во всех случаях. Оно не соблюдается в случае высоких температур, в случае очень быстрых или очень медленных реакций.

Второй параметр, от которого зависит скорость химических реакций –

· *Количество реагирующих веществ.*

Для *гомогенных реакций*, при увеличении концентрации реагирующих веществ скорость реакции возрастает, потому что с увеличением концентрации реагентов возрастает число частиц реагирующих веществ в единице объёма, а следовательно, увеличивается число столкновений между ними.

Для *гетерогенных реакций*, которые проходят на поверхности раздела фаз, на скорость реакции оказывает влияние

- *Площадь реакционной поверхности.* Чем выше площадь, тем выше скорость реакции.

В случае твердых веществ, увеличение поверхности достигается за счет увеличения измельчения вещества.



Рис. 1. График зависимости скорости от концентрации

Так как по мере прохождения реакции, исходные вещества расходуются, т. е. их концентрация уменьшается, то в большинстве случаев скорость реакции постепенно снижается, как это можно видеть на графике рис. 1. Поэтому обычно вычисляют среднюю скорость реакции в определенном временном интервале.

Скорость однотипных реакций зависит:

- *От участвующих в ней веществ.* Например, щелочные металлы с разной скоростью реагируют с водой. Активность щелочных металлов увеличивается в группе сверху вниз. Поэтому и скорость реакции, и количество выделяющейся при этом теплоты будет увеличиваться так же.



Рис. 2. Взаимодействие калия с водой ([Источник](#))

Многие химические процессы идут только при участии некоторых веществ, которые называются катализаторами.

- **Катализаторы** – это вещества, которые ускоряют химические реакции, активно участвуют в них, но сами в итоге не расходуются. Реакции, идущие под действием катализаторов, называют каталитическими.

• **Ингибиторы** – это вещества, которые замедляют скорость химической реакции.

Явление ускорения химической реакции называется катализом, а замедления – ингибированием.

Катализ называется гомогенным, если катализатор находится в одном агрегатном состоянии с реагирующими веществами. Примерами гомогенного катализа является реакция окисления CO (в газовой фазе в присутствии паров воды) и H₂SO₃ (в растворе в присутствии оксидов азота) кислородом, а также действие разнообразных ферментов в биологических процессах. Гомогенные катализаторы применяются сравнительно редко, потому что после проведения реакции нужно отделить катализаторы от продуктов реакции. И эта операция заметно увеличивает стоимость всего процесса.

Гетерогенный катализ – это вид катализа, при котором катализатор образует самостоятельную фазу, и реакция идет на его поверхности. В гетерогенном катализе часто используют металлы или оксиды металлов. Гетерогенно-каталитическими являются процессы синтеза аммиака на железном катализаторе, окисления SO₂ в SO₃ на платиновом или ванадиевом катализаторе и др. Одним из наиболее неорганических катализаторов является платина, с помощью которой можно провести многие реакции. Но главный недостаток платины – её очень высокая стоимость. Гетерогенный катализ может быть ускорен или ослаблен действием промоторов или каталитических ядов.

3.Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции.

Большинство химических реакций обратимы, т. е. протекают одновременно в противоположных направлениях. В тех случаях, когда прямая и обратная реакция идут с одинаковой скоростью, наступает химическое равновесие.

При наступлении химического равновесия число молекул веществ, составляющих систему, перестает меняться и остается постоянным во времени при неизменных внешних условиях.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется химическим равновесием.

Например, равновесие реакции $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$ наступает тогда, когда в единицу времени образуется по прямой реакции ровно столько же молекул йодоводорода, сколько их распадается по обратной реакции на йод и водород.

Способность реакции протекать в противоположных направлениях называется кинетической обратимостью.

В уравнении реакции обратимость обозначается двумя противоположными стрелками (\rightleftharpoons) вместо знака равенства между левой и правой частями химического уравнения.

Химическое равновесие является динамическим (подвижным). При изменении внешних условий равновесие сдвигается и возвращается в исходное состояние, если внешние условия приобретают постоянные значения. Влияние на химическое равновесие внешних факторов вызывает его смещение.

Влияние факторов на смещение химического равновесия

Положение химического равновесия зависит от следующих параметров реакции:

- температуры;
- давления;
- концентрации.

Влияние, которое оказывают эти факторы на химическую реакцию, подчиняется закономерности, которая была высказана в общем виде в 1884 году французским ученым Ле-Шателье (Рис. 1).

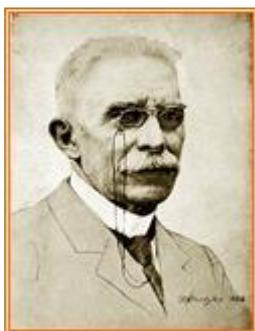


Рис. 1. Анри Луи Ле Шателье

Современная формулировка принципа Ле-Шателье

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в ту сторону, которая ослабляет данное воздействие.

3.1. Влияние температуры

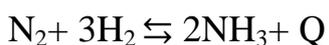
В каждой обратимой реакции одно из направлений отвечает экзотермическому процессу, а другое – эндотермическому.

Пример: промышленное производство аммиака. Рис. 2.



Рис. 2. Установка для производства аммиака

Реакция синтеза аммиака:



Прямая реакция – экзотермическая, а обратная реакция – эндотермическая.

Влияние изменения температуры на положение химического равновесия подчиняется следующим правилам.

При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, при понижении температуры – в направлении экзотермической реакции.

Чтобы сместить равновесие в сторону получения аммиака, температуру нужно понизить.

3.2. Влияние давления

Во всех реакциях с участием газообразных веществ, сопровождающихся изменением объема за счет изменения количества вещества при переходе от исходных веществ к продуктам, на положение равновесия влияет давление в системе.

Влияние давления на положение равновесия подчиняется следующим правилам.

При повышении давления равновесие сдвигается в направлении образования веществ (исходных или продуктов) с меньшим объемом;

при понижении давления равновесие сдвигается в направлении образования веществ с большим объемом.

В реакции синтеза аммиака при повышении давления равновесие смещается в сторону образования аммиака, потому что реакция идет с уменьшением объёма.

3.3. Влияние концентрации

Влияние концентрации на состояние равновесия подчиняется следующим правилам.

При повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции; при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие сдвигается в направлении образования исходных веществ.

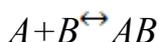
В реакции получения аммиака, чтобы сместить равновесие в сторону получения аммиака, необходимо повысить концентрацию водорода и азота.

Рассмотрим некоторую абстрактную реакцию, которую запишем в виде:

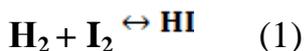
$A+B \rightarrow AB$, *Прямая реакция.* Но многие химические реакции могут идти в обратную сторону.

$AB \leftarrow A+B$; *Обратная реакция.*

Для краткости такую реакцию записывают, используя две стрелки, одну – вперед, другую – назад.



При повышении температуры скорость большинства химических реакций увеличивается. Но оказывается, что в случае некоторых реакций продукт реакции при температуре, когда она идет с хорошей скоростью, уже начинает разлагаться. В частности, такая ситуация реализуется при взаимодействии водорода с йодом при получении йодоводорода.



Скорость химической реакции увеличивается с увеличением концентрации исходных веществ и соответственно уменьшается с уменьшением концентрации исходных веществ. Получается, что, по мере прохождения реакций, скорость прямой реакции будет уменьшаться, т. к. исходные

вещества будут расходоваться. А скорость обратной реакции будет возрастать, потому что концентрация вещества АВ исходного для обратной реакции будет постепенно увеличиваться. До каких пор скорость прямой реакции будет уменьшаться, а обратной увеличиваться? Это будет до того момента, когда скорости прямой и обратной реакции станут равными. Наступит химическое равновесие. Рис. 1.



Рис. 1

Химическое равновесие – это состояние реакционной системы, в котором скорости прямой и обратной реакции равны.

Константа равновесия

Равновесная концентрация веществ

Равновесная концентрация веществ – это концентрации веществ в реакционной смеси, находящихся в состоянии химического равновесия. Равновесная концентрация обозначается химической формулой вещества, заключенной в квадратные скобки.

Например, следующая запись $[H_2] = \frac{1 \text{ моль}}{\text{л}}$ обозначает, что равновесная концентрация водорода в равновесной системе составляет 1 моль/л.

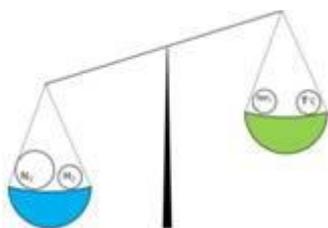


Рис. 2

*Химическое равновесие (Рис. 2) отличается от привычного для нас понятия «равновесие». Химическое равновесие – динамическое. В системе, находящейся в состоянии химического равновесия, происходят и прямая, и обратная реакции, но их скорости равны, и поэтому концентрации участвующих веществ не меняются. **Химическое равновесие***

характеризуется константой равновесия, равной отношению констант скоростей прямой и обратной реакций.

$$K_{\text{равновесия}} = \frac{K_{\text{пр}}}{K_{\text{обр}}}$$

Константы скорости прямой и обратной реакции – это скорости данной реакции при концентрациях исходных для каждой из них веществ в равных единицах. Также константа равновесия равна отношению равновесных концентраций продуктов прямой реакции в степенях стехиометрических коэффициентов к произведению равновесных концентраций реагентов.

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Если $K_{\text{равновесия}} < 1$, то в системе больше исходных веществ.

Если $K_{\text{равновесия}} > 1$, то в системе больше продуктов реакции.

Обратимые и необратимые химические реакции

Если константа равновесия значительно больше 1, такую реакцию называют необратимой.

Необратимыми называются химические реакции, которые происходят только в одном направлении до полного расходования одного из реагентов.

Например, это реакция:



Обратимыми называются химические реакции, которые осуществляются во взаимно противоположных направлениях при одних и тех же условиях.

Факторы, влияющие на смещение равновесия

Если изменить внешние условия, то состояние химического равновесия нарушится. Смещение равновесия в зависимости от изменения внешних условий в общем виде определяется

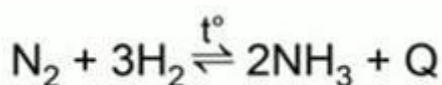
· Принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывают воздействие извне путем изменения какого-либо из условий, определяющих положение равновесия, то оно смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект произведённого воздействия.

Так, повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении того из процессов, течение которого сопровождается поглощением тепла, а понижение температуры действует в противоположном направлении.

Равновесие смещается вправо, если повысились равновесные концентрации продуктов прямой реакции. Если повышаются равновесные концентрации исходных веществ прямой реакции, то равновесие смещается влево. Какие факторы можно изменять, чтобы сместить равновесие? Это

- Температура
- Давление
- Концентрации веществ
- Добавление катализатора
- Изменение площади реакционной поверхности гетерогенных реакций

Добавление катализатора и изменение площади реакционной поверхности гетерогенных реакций не оказывают влияние на смещение химического равновесия.



Остальные факторы рассматриваем более детально.

Температура

Реакция синтеза аммиака (Рис. 3)

относится к *экзотермическим* реакциям. При прохождении прямой реакции теплота выделяется, а при прохождении обратной – поглощается. Если увеличить температуру, то, согласно правилу Ле Шателье, равновесие сместится в таком направлении, чтобы уменьшить это воздействие. В данном случае *влево*, так как теплота поглощается. Реакция синтеза аммиака проводится при температуре около 500^{°C}.

Если реакция *эндотермическая*, то повышение температуры приведет к смещению равновесия *вправо*.

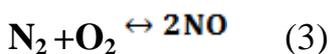
Изменение концентрации веществ

При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в равновесной реакции, равновесие реакции сместится в сторону его расходования, а соответственно, при уменьшении концентрации какого-либо из веществ – в сторону реакции его образования. Например, при увеличении концентрации азота в реакции синтеза аммиака, равновесие сместится вправо, т. е. в сторону расходования азота. Если же в этой реакции удалять из реакционной смеси аммиак, то равновесие сместится в сторону его образования. Сделать это можно, например, при растворении аммиака в воде.

Изменение давления

Изменение давления может оказывать влияние только на реакции с участием газообразных веществ. Если в реакции синтеза аммиака увеличить давление, равновесие сместится в сторону уменьшения числа моль газа. Если слева число моль газа больше, чем справа, равновесие сместится в сторону образования аммиака.

Если число моль газа одинаково и слева и справа, например, в реакции получения оксида азота (II),



то изменение давления не будет оказывать влияние на положение химического равновесия в таких реакциях. Изучение химического равновесия имеет большое значение, как для теоретических исследований, так и для решения практических задач. Определяя положение равновесия для различных температур и давлений, можно выбрать наиболее благоприятные условия проведения химического процесса. Окончательный выбор условий требует учета влияния их и на скорость процесса.

Итоги лекции.

На лекции была рассмотрена классификация химических реакций по различным признакам. Были рассмотрены факторы, влияющие на скорость химической реакции, введено понятие катализаторов, ингибиторов. Дано понятие «химическое равновесие» и рассмотрены способы его смещения, а также какие условия влияют на смещение химического равновесия и как действует «принцип Ле Шателье». Изучены условия смещения равновесия в случае обратимых реакций.

Вопросы для самоконтроля:

1. Приведите примеры газофазной гомогенной реакции.
2. Что такое тепловой эффект химической реакции?
3. Приведите примеры зависимости скорости от природы реагирующих веществ.
4. Сравните скорость движения и скорость химической реакции. Что общего, чем отличаются?
5. В каком случае изменение давления не будет вызывать смещение химического равновесия в реакциях с участием газообразных веществ?
6. Почему катализатор не способствует смещению химического равновесия?
7. Какие факторы не влияют на смещение химического равновесия?
8. Назовите условия наступления химического равновесия.

Литература

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил.
3. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneturok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. [Химик](#) ([Источник](#)).

Лекция № 4

Тема: Окислительно -восстановительные реакции. Электролиз.

План

- 1.Схема электронного баланса ОВР. Классификация ОВР.
- 2.Основные окислители и восстановители.
- 3.Электролиз.

1.Схема электронного баланса ОВР. Классификация ОВР.

*Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**. Изменение степеней окисления происходит из-за перехода электронов от восстановителя к окислителю. Степень окисления – это формальный заряд атома, если считать, что все связи в соединении являются ионными.*

Окислитель – это вещество, молекулы или ионы которого принимает электроны. Если элемент является окислителем, его степень окисления понижается.



Процесс **приема** веществами электронов называется **восстановлением**. Окислитель в ходе процесса восстанавливается.

Восстановитель – это вещество, молекулы или ионы которого отдают электроны. У восстановителя степень окисления повышается.



Процесс **отдачи** электронов называется окислением. Восстановитель в ходе процесса окисляется.

Составление схемы электронного баланса

Пример №1. Получение хлора в лаборатории

В лаборатории хлор получают из перманганата калия и концентрированной соляной кислоты. В колбу Вюрца помещают кристаллы перманганата калия. Закрывают колбу пробкой с капельной воронкой. В воронку наливается

соляная кислота. Соляная кислота приливается из капельной воронки. Сразу же начинается энергичное выделение хлора. Через газоотводную трубку хлор постепенно заполняет цилиндр, вытесняя из него воздух. Рис. 1.



Рис. 1

На примере этой реакции рассмотрим, как составлять электронный баланс.

1. Запишем схему этой реакции:



2. Расставим степени окисления всех элементов в веществах, участвующих в реакции:

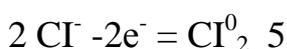
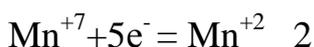


Степени окисления поменяли марганец и хлор.

3. Составляем схему, отражающую процесс перехода электронов:



4. Уравняем число отданных и принятых электронов. Для этого находим наименьшее общее кратное для чисел 5 и 2. Это 10. В результате деления наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов, находим коэффициенты перед окислителем и восстановителем.



5. Переносим коэффициенты в исходную схему и преобразуем уравнение реакции.



Однако перед формулой соляной кислоты не поставлен коэффициент, так как не все хлоридные ионы участвовали в окислительно-восстановительном процессе. Метод электронного баланса позволяет уравнивать только ионы, участвующие в окислительно-восстановительном процессе. Поэтому нужно уравнивать количество ионов, не участвующих в окислительно-восстановительной реакции. А именно катионов калия, водорода и хлоридных анионов. В результате получается следующее уравнение:



*Пример №2. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой.
Рис. 2.*

В стакан с 10 мл кислоты поместили «медную» монету. Быстро началось выделение бурого газа (особенно эффектно выглядели бурые пузырьки в еще бесцветной жидкости). Все пространство над жидкостью стало бурым, из стакана валили бурые пары. Раствор окрасился в зеленый цвет. Реакция постоянно ускорялась. Примерно через полминуты раствор стал синим, а через две минуты реакция начала замедляться. Монета полностью не растворилась, но сильно потеряла в толщине (ее можно было изогнуть пальцами). Зеленая окраска раствора в начальной стадии реакции обусловлена продуктами восстановления азотной кислоты.



Рис. 2

1. Запишем схему этой реакции:



2. Расставим степени окисления всех элементов в веществах, участвующих в реакции:

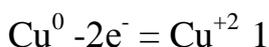
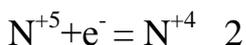


Степени окисления поменяли медь и азот.

3. Составляем схему, отражающую процесс перехода электронов:



4. Уравняем число отданных и принятых электронов. Для этого находим наименьшее общее кратное для чисел 1 и 2. Это 2. В результате деления наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов, находим коэффициенты перед окислителем и восстановителем.



5. Переносим коэффициенты в исходную схему и преобразуем уравнение реакции.



Азотная кислота участвует не только в окислительно-восстановительной реакции, поэтому коэффициент сначала не пишется. В результате, окончательно получается следующее уравнение:

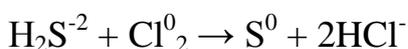


Классификация ОВР

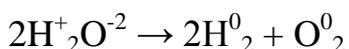
Классификация окислительно-восстановительных реакций

1. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

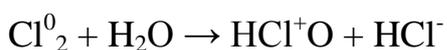
Это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются разные вещества.



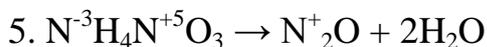
2. Внутримолекулярные реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах одного и того же вещества, например:



3. Диспропорционирование (самоокисление-самовосстановление) – реакции, в которых один и тот же элемент выступает и как окислитель, и как восстановитель, например:



4. Конпропорционирование (Репропорционирование) – реакции, в которых из двух различных степеней окисления одного и того же элемента получается одна степень окисления



2. Основные окислители и восстановители.

Важнейшие окислители и восстановители.

Основные окислители и восстановители приведены в таблице 1.

<i>Восстановители</i>	<i>Окислители</i>
1. Простые вещества – металлы	1. Простые вещества – неметаллы: галогены, кислород, озон
2. Простые вещества – неметаллы (C, H ₂ , Si)	2. Оксиды металлов в высоких степенях окисления CrO ₃ , Mn ₂ O ₇ , MnO ₂ , PbO ₂
3. Пероксид водорода H ₂ O ₂	3. Пероксид водорода H ₂ O ₂
4. Оксиды неметаллов (NO, SO ₂ , CO и др.)	4. Кислородсодержащие кислоты и их соли: азотная, серная, марганцевая и др.
5. Кислородсодержащие кислоты: сернистая, азотистая, фосфористая и их соли	5. Соли кислот хрома: хроматы, дихроматы, кислородные кислоты хлора: хлорноватистая HClO, хлорноватая HClO ₂ , хлорная HClO ₃ и их соли.
6. Бескислородные кислоты: сероводородная, хлороводородная и др. и их соли	6. Соли некоторых металлов в высоких степенях окисления: AgNO ₃ , CuSO ₄ и др.
7. Соли, в которых металлы находятся не в высших степенях окисления: SnCl ₂ , FeSO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ , MnSO ₄ и др.	
8. Аммиак NH ₃	

Табл. 1. Основные окислители и восстановители

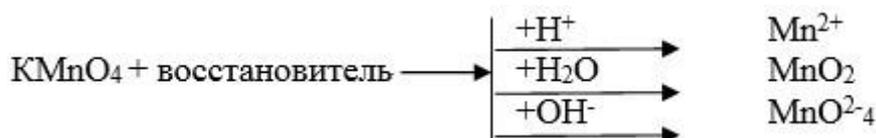
[Факторы, влияющие на продукты окисления](#)

Факторы, влияющие на конечные продукты реакции

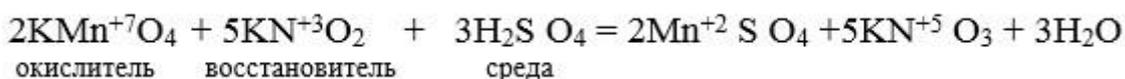
При протекании окислительно-восстановительных реакций, конечные продукты зависят от многих факторов.

- Состав реагирующих веществ
- Температура
- Концентрация
- Кислотность среды

Рассмотрим это в случае реакции с перманганатом калия. Продукты его восстановления зависят от кислотности среды, что можно изобразить схемой:

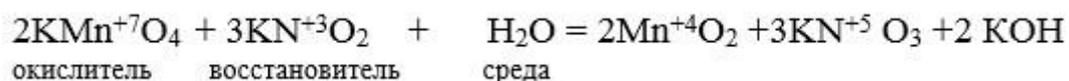


Например, при взаимодействии перманганата калия с нитритом калия в кислой среде



Красно-фиолетовая окраска раствора переходит в бесцветную окраску.

В нейтральной среде образуется MnO_2 и окраска меняется с красно-фиолетовой на коричневую.



В щелочной среде при восстановлении перманганата калия образуется манганат калия $\text{K}_2 \text{MnO}_4$, который окрашен в зеленый цвет.



Окислительно-восстановительные процессы происходят в живых организмах, они широко распространены в природе: деятельность вулканов, грозовые разряды и др. многие технологические процессы основаны на окислении и восстановлении. Это и получение металлов, горение, синтез оксидов серы и азота при производстве кислот, получение аммиака.

3. Электролиз.

Электролиз – это [окислительно-восстановительная реакция](#), которая протекает под действием электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита.

Существует два типа электродов.

Анод – это электрод, на котором происходит *окисление*.

Катод – это электрод, на котором происходит *восстановление*. К аноду стремятся анионы, так как он имеет положительный заряд. К катоду стремятся катионы, потому что он заряжен отрицательно и, согласно законам физики, разноименные заряды притягиваются. В любом электрохимическом процессе присутствуют оба электрода. Прибор, в котором осуществляется электролиз, называется электролизер. Рис. 1.



Рис. 1

[Электролиз расплава](#)

1. Процессы, происходящие при электролизе расплавов электролитов

В расплавах электролиты диссоциируют на ионы. Это термическая диссоциация электролитов. При пропускании электрического тока катионы восстанавливаются на катоде, так как принимают от него электроны. Анионы кислотного остатка и гидроксид-анионы окисляются на катоде, так как отдают ему свои электроны.

Пример №1. Электролиз расплава хлорида натрия

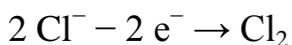
При термической диссоциации хлорида натрия образуются ионы натрия и хлора.



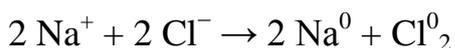
– на катоде выделяется натрий:



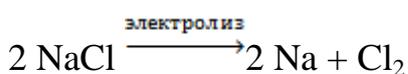
– на аноде выделяется хлор:



– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 2)



– суммарная реакция:



Пример №2. Электролиз расплава гидроксида калия

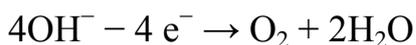
При диссоциации гидроксида калия образуются ионы калия и гидроксид ионы.



– на катоде выделяется калий:



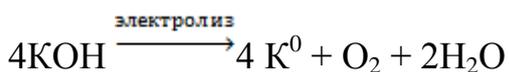
– на аноде выделяется кислород и вода:



– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 4)



– суммарная реакция:



Пример №3. Электролиз расплава сульфата натрия

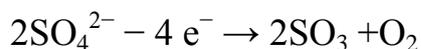
При диссоциации расплава сульфата натрия образуются ионы натрия и сульфат-ионы.



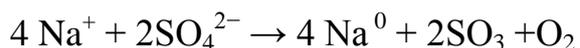
– на катоде выделяется натрий:



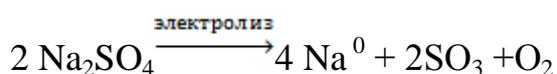
– на аноде выделяется кислород и оксид серы (VI):



– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 4)



– суммарная реакция:



Закономерности электролиза расплавов электролита

1. При электролизе расплавов щелочей и солей на катоде осаждается металл.
2. Анионы бескислородных кислот окисляются на аноде, давая соответствующее соединение, например, хлорид-анионы образуют хлор.
3. Анионы кислородсодержащих кислот образуют соответствующий оксид и кислород.

Электролиз раствора

II. Процессы, происходящие при электролизе растворов электролитов

При электролизе растворов электролитов, кроме интересующих нас соединений есть еще и вода, которая также может подвергаться электролизу. Поэтому, исходя из строения соединения, электролиз может протекать либо с ионами соли, либо с водой.

Процессы, происходящие на катоде

1. Катионы активных металлов, стоящие в ряду напряжений до алюминия, не разряжаются на катоде. См. рис. 2. В этом случае происходит только восстановление воды.

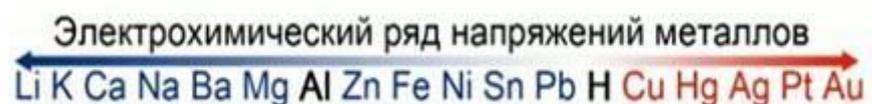
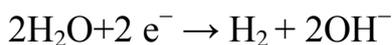
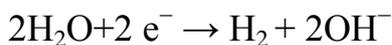


Рис. 2



2. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений от алюминия до водорода, разряжаются в той или иной степени одновременно с молекулами воды. При этом одновременно происходят следующие процессы:



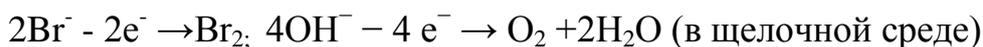
3. При наличии в растворе катионов металлов, расположенных в ряду напряжений после водорода, на катоде, прежде всего, происходит восстановление катионов этих металлов. $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}$

Процессы, происходящие на аноде

Различают два типа анодов: инертный и активный. Инертный анод – это анод, материал которого не окисляется в процессе электролиза (Pt). Активный анод – это анод, который окисляется в процессе электролиза. Например, графит.

Электролиз с инертным анодом

В анодном процессе могут принимать участие анионы некоторых бескислородных кислот Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} и гидроксид-ионы OH^- (разряжаются только эти анионы), например:



Если в растворе присутствуют анионы F^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} и некоторые другие, то окислению подвергается только вода:



Электролиз с активным анодом

В случае с активным анодом, число конкурирующих окислительных процессов увеличивается до трех:

- Электрохимическое окисление материала анода
- Окисление воды с выделением кислорода
- Окисление анионов растворенного соединения

Написание таких процессов рассматривается в высшей школе.

Итоги лекции.

В ходе лекции была изучена тема «Окислительно-восстановительные реакции». Вы узнали определение данных реакций, их отличия от реакций других типов. Вспомнили, что такое степень окисления, окислитель и восстановитель. Учились составлять схемы электронного баланса для окислительно-восстановительных реакций, познакомились с классификацией окислительно-восстановительных реакций. На лекции анализировались процессы, происходящие при электролизе расплавов и растворов электролитов. Были даны определения процесса электролиза, введено понятие о двух типах электродов.

Вопросы для самоконтроля:

1. Почему аммиак проявляет только восстановительные свойства, а азотная кислота – только окислительные?
2. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции получения азотной кислоты, используя метод электронного баланса: $?NO_2 + ?H_2O + O_2 = ?HNO_3$
3. Что такое электролиз?
4. Перечислите предметы домашнего обихода и оборудования квартиры, при изготовлении которых были использованы гальваностегия и гальванопластика.

Литература :

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.
3. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Internerurok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).

Лекция № 5

Тема: Дисперсные системы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз.

План

1. Дисперсные системы. Способы выражения концентрации.
2. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена.
3. Гидролиз. Водородный показатель.

1. Дисперсные системы. Способы выражения концентрации.

Необходимо различать понятия агрегатного и фазового состояния веществ.

Фаза – однородная по составу и свойствам часть рассматриваемой системы, отделенная от других фаз поверхностями раздела, на которых скачком изменяются некоторые свойства системы – например, плотность, электропроводность, вязкость.

Фаза – это гомогенная часть гетерогенной системы.

Например, если мы нальем подсолнечное масло в воду, мы получим систему, находящуюся в одном агрегатном состоянии – в жидком. Но вещества в ней будут находиться в двух различных фазах: одна – это вода, другая – это растительное масло, и между ними будет отчетливая граница, так называемая поверхность раздела. Значит, система будет *гетерогенной*.

Другой похожий пример: если смешать муку и сахарный песок, мы получим систему, где вещества находятся в одном агрегатном состоянии, но в двух различных фазах, и система является *гетерогенной*.



Рис. 1. Классификация дисперсных систем

Не всегда получается четко провести границу между понятиями «гомогенная» и «гетерогенная» система. При увеличении размера частиц, смесь веществ делят на грубодисперсные, коллоидные растворы и истинные растворы. См. рис. 1.

Дисперсной называют систему, в которой одно вещество в виде мелких частиц распределено в объеме другого.

Дисперсная фаза – это вещество, которое присутствует в дисперсионной системе в меньшем количестве. Она может состоять и из нескольких веществ.

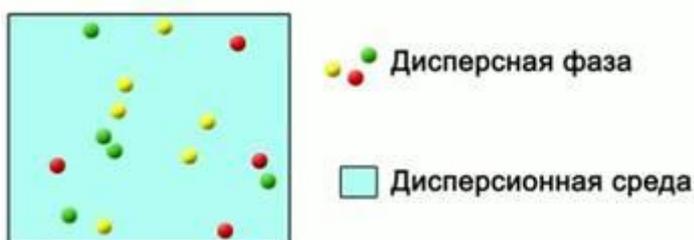


Рис. 2

Дисперсионная среда – это вещество, которое присутствует в дисперсионной системе в большем количестве, и в объеме которого распределена дисперсная фаза. Рис. 2.

Грубодисперсные системы

Дисперсионную среду и дисперсную фазу могут составлять вещества, находящиеся в различных агрегатных состояниях. В зависимости от сочетания дисперсионной среды и дисперсной фазы выделяют 8 типов таких систем. См. Табл. 1.

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем	Классификация в зависимости от размеров частиц фазы
Газ	Жидкость	Туман. Попутный газ с капельками нефти. Карбюраторная смесь в двигателях автомобилей. Капельки бензина в воздухе, радуга.	Аэрозоли 
	Твердое вещество	Пыль в воздухе, дымы, смог, пыльные и песчаные бури	
Жидкость	Газ	Шипучие напитки. Пены.	 Пены
	Жидкость	Жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, карิโอплазма). Нефть.	 Эмульсии.
	Твердое вещество	Золи, гели, пасты. Кисели, студни, клей. Взвешенные в воде речной и морской ил. Строительные растворы.	
Твердое вещество	Газ	Снежный наст с пузырьками воздуха в нем, почва, текстильные ткани, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад, порошки.	
	Жидкость	Влажная почва, косметические и медицинские средства (мази, тушь, помада и др.)	
	Твердое вещество	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы.	

Табл. 1

[Некоторые свойства грубодисперсных систем](#)

Грубодисперсные системы с жидкой или газообразной дисперсионной средой постепенно разделяются на составляющие компоненты. Срок таких процессов может быть различным. Именно они определяют сроки годности и сроки возможного использования и продуктов питания, и других веществ, содержащих дисперсные системы. В случае веществ с твердой дисперсионной средой, их свойства определяются размерами частиц дисперсной фазы. Например, пемза не тонет в воде. Потому что вода не может проникнуть в поры, находящиеся внутри камня, и средняя плотность объекта становится меньше плотности воды.

Грубодисперсные системы хорошо рассматривать в микроскоп. Именно этим свойством воспользовался в 1827 году шотландский ботаник Джон Броун,

который обнаружил хаотическое движение мельчайших частичек пылицы и других веществ, взвешенных в воде. Позднее данное явление было названо броуновским движением и стало одно из основ молекулярно-кинетической теории.

Коллоидные растворы

Коллоидные системы

Коллоидные системы подразделяют на:

- **ЗОЛИ** – дисперсная фаза не образует сплошных жестких структур.
- **ГЕЛИ** – частицы дисперсной фазы образуют жесткие пространственные структуры. Примеры: сыр, хлеб, мармелад, зефир, желе, холодец.

Раствор белка в воде – коллоидный раствор. Коллоидные растворы прозрачны, но рассеивают свет.

При пропускании света через прозрачный сосуд с раствором, можно наблюдать светящийся конус.

С помощью специального микроскопа в коллоидных растворах можно обнаружить отдельные частицы.

Вещества в коллоидном состоянии принимают участие в образовании многих минералов, таких как агат, малахит, опал, сердолик, халцедон, жемчуг. См. рис. 3.



Рис. 3

Есть гели и в человеческом теле. Это волосы, хрящи, сухожилия. Много зелей и гелей находится в организме человека, поэтому один из ученых отечественной химической науки И.И. Жуков сказал, что человек – это ходячий коллоид.

Коагуляция

Коагуляция – это слипание коллоидных частиц и их оседание из раствора.

Почему природа столь часто отдает предпочтение именно коллоидному состоянию вещества? Дело в том, что вещества в коллоидном состоянии имеют большую поверхность раздела между фазами. Это облегчает протекание реакции обмена веществ, которая происходит именно на поверхности раздела. Для коллоидных частиц большое значение имеет площадь их поверхности. Коллоидные частицы легко адсорбируют на своей поверхности различные вещества. Например, ионы как бы приклеиваются к их поверхности. При этом коллоидные частицы приобретают положительный или отрицательный заряд. Частицы с одинаковым зарядом будут отталкиваться друг от друга. Если в коллоидную систему добавить электролит, лишенные поверхностного заряда частицы начнут слипаться в более крупные образования. Происходит коагуляция коллоида, которая сопровождается выпадением осадка. Коагуляцию можно вызвать и другими воздействиями, например, нагреванием. Такие явления имеют большое значение, как в природе, так и в промышленности.

[Истинные растворы, способы выражения состава раствора](#)

Истинные растворы

Состояние растворов определяется концентрацией растворенных веществ, температурой и давлением. При растворении вещества в каком-нибудь растворителе при постоянной температуре и давлении, концентрация растворенного вещества не будет расти бесконечно. В какой-то момент оно перестанет растворяться, и достигается его максимально возможная концентрация. Наступит динамическое равновесие, которое заключается в том, что часть вещества постоянно растворяется, а часть переходит из раствора в осадок. Но при этом концентрация растворенного вещества больше меняться не будет.

Насыщенный раствор – это раствор, который находится в фазовом равновесии с растворимым веществом.

Пересыщенный раствор – это раствор, в котором содержится больше растворенного вещества, чем в насыщенном растворе при одинаковых температуре и давлении.

Так как растворимость большинства веществ увеличивается с увеличением температуры, то получить пересыщенный раствор можно при охлаждении

насыщенного при более высокой температуре раствора. Пересыщенный раствор нестабилен, и внесение в него небольшого кристалла, попадание пыли или даже резкий толчок могут вызвать быструю кристаллизацию растворенного вещества.

Ненасыщенный раствор – это раствор, содержащий растворенного вещества меньше, чем его может содержаться в насыщенном растворе того же вещества при одинаковых температуре и давлении.

Растворимость – это масса порции растворенного вещества, которую при данной температуре и давлении необходимо растворить в определенном количестве растворителя для приготовления насыщенного раствора. Чаще всего рассматривают растворимость в 100 г, в 1 кг или 1 л растворителя.

Для выражения количественного состава раствора используется понятие массовой доли растворенного вещества. Это отношение растворенного вещества к суммарной массе раствора.

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{вещества}) + m(\text{растворителя})}$$

Молярная концентрация – это отношение количества вещества в молях к объёму раствора.

$$c = \frac{n}{V}$$

Области применения истинных растворов весьма обширны. Поэтому очень важно уметь приготавливать растворы соответствующих веществ.

2. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена.

Еще на заре изучения электрических явлений ученые заметили, что ток могут проводить не только металлы, но и растворы. Но не всякие. Так, водные растворы поваренной соли и других солей, растворы сильных кислот и щелочей хорошо проводят ток. Растворы уксусной кислоты, углекислого и сернистого газа проводят его намного хуже. А вот растворы спирта, сахара и большинства других органических соединений вовсе не проводят электрический ток.

Электрический ток – это направленное движение свободных заряженных частиц. В металлах такое движение осуществляется за счет

относительно свободных электронов, электронного газа. Но не только металлы способны проводить электрический ток.

Электролиты – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Неэлектролиты – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

Для описания электропроводности некоторых растворов необходимо понимать, что такое раствор. К концу XIX века существовало 2 основных теории растворов:

· *Физическая.* Согласно этой теории, раствор – это чисто механическая смесь компонентов, и никакого взаимодействия между частицами в нем нет. Она хорошо описывала свойства электролитов, но имела определенные сложности в описании растворов электролитов.

· *Химическая.* Согласно этой теории, при растворении происходит химическая реакция между растворяемым веществом и растворителем. Это подтверждается наличием теплового эффекта при растворении, а также изменением цвета. Например, при растворении белого безводного сульфата меди образуется насыщенный синий раствор.

Истина оказалась между двумя этими крайними точками. А именно, *в растворах протекает и химический и физический процесс.*

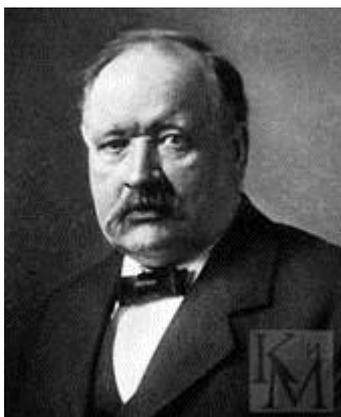


Рис. 1. Сванте Аррениус

В 1887 году шведский физико - химик Сванте Аррениус (Рис. 1), исследуя электропроводность водных растворов, высказал предположение, что в таких растворах вещества распадаются на заряженные частицы – ионы, которые могут передвигаться к электродам – отрицательно заряженному катоду и положительно заряженному аноду.

Это и есть причина электрического тока в растворах. Данный процесс получил название электролитической диссоциации (дословный перевод – расщепление, разложение под действием электричества). Такое название также предполагает, что диссоциация происходит под действием электрического тока. Дальнейшие исследования показали, что это не так: *ионы являются только переносчиками зарядов в растворе и существуют в нем независимо от того, проходит через раствор ток или нет*. При активном участии Сванте Аррениуса была сформулирована теория электролитической диссоциации, которую часто называют в честь этого ученого. Основная идея данной теории заключается в том, что электролиты под действием растворителя самопроизвольно распадаются на ионы. И именно эти ионы являются носителями заряда и отвечают за электропроводность раствора.

2. Основные положения теории электролитической диссоциации

1. Электролиты в растворах под действием растворителя самопроизвольно распадаются на ионы. Такой процесс называется **электролитической диссоциацией**. Диссоциация также может проходить при расплавлении твердых электролитов.
2. Ионы отличаются от атомов по составу и свойствам. В водных растворах ионы находятся в гидратированном состоянии. Ионы в гидратированном состоянии отличаются по свойствам от ионов в газообразном состоянии вещества. Это объясняется так: в ионных соединениях уже изначально присутствуют катионы и анионы. При растворении молекула воды начинает подходить к заряженным ионам: положительным полюсом – к отрицательному иону, отрицательным полюсом – к положительному. Ионы называются гидратированными (рис. 2).

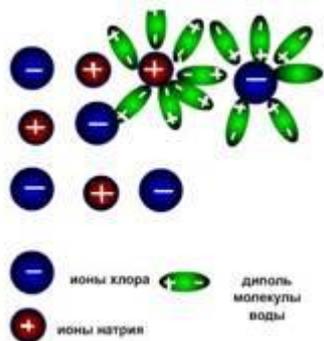


Рис. 2

3. В растворах или расплавах электролитов ионы движутся хаотично, но при пропускании электрического тока ионы движутся направленно: катионы – к катоду, анионы – к аноду.

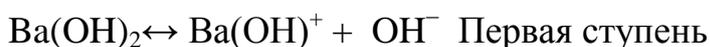
Основания, кислоты, соли в свете теории электролитической диссоциации

В свете теории электролитической диссоциации можно дать определение основаниям, кислотам и солям как электролитам.

Основания – это электролиты, в результате диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид анионов: гидроксид-анион: OH^- .



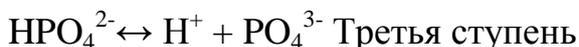
Диссоциация оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, происходит ступенчато:



Кислоты – это электролиты, в результате диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид катионов: H^+ . Ионом водорода называют именно гидратированный протон и обозначают H_3O^+ , но для простоты записывают H^+ .



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы кислотного остатка.



Средние соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла или катионы аммония и анионы кислотного остатка.

Основные соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла, гидроксид анионы и анионы кислотного остатка.

Кислые соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла, катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Двойные соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы нескольких металлов и анионы кислотного остатка.



Смешанные соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы нескольких кислотных остатков

Сильные и слабые электролиты

Электролитическая диссоциация в той или иной степени – процесс обратимый. Но при растворении некоторых соединений равновесие диссоциации в значительной степени смещено в сторону диссоциируемой формы. В растворах таких электролитов диссоциация протекает практически необратимо. Поэтому при написании уравнений диссоциации таких веществ пишется или знак равенства или прямая стрелка, обозначающая, что реакция происходит практически необратимо. Такие вещества называют **сильными** электролитами.

Слабыми называются электролиты, в которых диссоциация происходит незначительно. При написании используют знак обратимости. Табл. 1.

Для количественной оценки силы электролита введено понятие **степени электролитической диссоциации**.

$$\alpha = \frac{n(\text{расп})}{n(\text{общ})} \quad 0 < \alpha \leq 1; \quad 0\% < \alpha \leq 100\%$$

Силу электролита можно охарактеризовать и при помощи **константы химического равновесия** диссоциации. Называется она константа диссоциации.

Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации:

- Природа электролита
- Концентрация электролита в растворе
- Температура

При увеличении температуры и разбавлении раствора степень электролитической диссоциации увеличивается. Поэтому оценить силу электролита можно, только сравнивая их при одинаковых условиях. За стандарт принята $t = 18^{\circ}\text{C}$ и $c = 0,1$ моль/л.

<i>СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ</i>	<i>СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ</i>
Степень диссоциации при 18°C в растворах с концентрацией электролита 0,1 моль/л близка к 100%. Диссоциируют практически необратимо.	Степень диссоциации при 18°C в растворах с концентрацией электролита 0,1 моль/л значительно меньше 100%. Диссоциация необратима.
<ul style="list-style-type: none"> · Щелочи · Соли · Некоторые неорганические кислоты (HNO_3, HClO_4, HI, HCl, HBr, H_2SO_4) 	<ul style="list-style-type: none"> · Гидроксиды металлов, кроме IA и IIA групп, раствор аммиака · Многие неорганические кислоты (H_2S, HCN, HClO, HNO_2) · Органические кислоты (HCOOH, CH_3COOH) · Вода

Табл. 1

Реакции ионного обмена

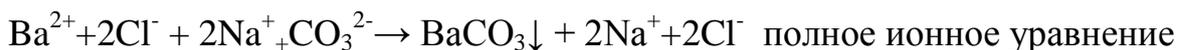
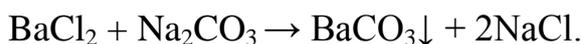
Сущность реакции в растворах электролитов выражается ионным уравнением. В нем учитывается тот факт, что в одном растворе электролиты присутствуют в виде ионов. А слабые электролиты и недиссоциируемые вещества записываются в диссоциируемой на ионы форме. Растворимость электролита в воде нельзя использовать как критерий его силы. Многие нерастворимые в воде соли, являются сильными электролитами, но концентрация ионов в растворе оказывается очень низкой именно вследствие их низкой растворимости. Именно потому при написании уравнений реакций с участием таких веществ их принято записывать в недиссоциированной форме.

Реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов.

Существует несколько форм связывания ионов:

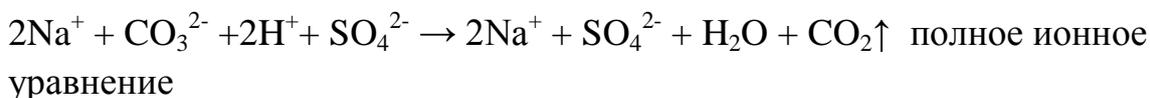
1. Образование осадка
2. Выделение газа
3. Образование слабого электролита.

· 1. *Образование осадка:*

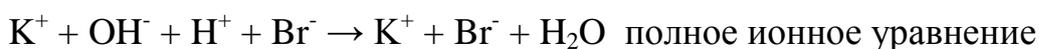
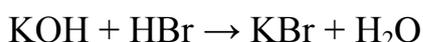


Сокращенное ионное уравнение показывает, что при взаимодействии любого растворимого соединения, содержащего ион Ba^{2+} , с соединением, содержащим карбонат-анион CO_3^{2-} , в результате получится нерастворимый осадок $\text{BaCO}_3\downarrow$.

· 2. *Выделение газа:*



· 3. *Образование слабого электролита:*



Рассматривая эти примеры, мы убедились, что все реакции в растворах электролитов происходят в направлении связывания ионов.

3. Гидролиз. Водородный показатель.

Гидролиз – это обменная реакция вещества с водой, приводящая к его разложению. Попробуем разобраться в причине данного явления.

Электролиты делятся на сильные электролиты и слабые. См. Табл. 1.

<i>СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ</i>	<i>СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ</i>
Степень диссоциации при 18 ⁰ С в растворах с концентрацией электролита 0,1 моль/л близка к 100%. Диссоциируют практически необратимо.	Степень диссоциации при 18 ⁰ С в растворах с концентрацией электролита 0,1 моль/л значительно меньше 100%. Диссоциация необратима.
<ul style="list-style-type: none"> · Щелочи · Соли · Некоторые неорганические кислоты (HNO₃, HClO₄, HI, HCl, HBr, H₂SO₄) 	<ul style="list-style-type: none"> · Гидроксиды металлов, кроме IA и IIA групп, раствор аммиака · Многие неорганические кислоты (H₂S, HCN, HClO, HNO₂) · Органические кислоты (HCOOH, CH₃COOH) · Вода

Табл. 1

Вода относится к слабым электролитам и поэтому диссоциирует на ионы лишь в незначительной степени $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Ионы веществ, попадающие в раствор, гидратируются молекулами воды. Но при этом может происходить и другой процесс. Например, анионы соли, которые образуются при её диссоциации, могут взаимодействовать с катионами водорода, которые, пусть и в незначительной степени, но все-таки образуются при диссоциации воды. При этом может происходить смещение равновесия диссоциации воды. Обозначим анион кислоты X⁻.

Предположим, что кислота сильная. Тогда она по определению практически полностью распадается на ионы. Если *кислота слабая*, то она диссоциирует неполностью. Она будет образовываться при прибавлении в воду из анионов соли и ионов водорода, получающихся при диссоциации воды. За счет её образования, в растворе будут связываться ионы водорода, и их концентрация будет уменьшаться. $\text{H}^+ + \text{X}^- \leftrightarrow \text{HX}$

Но, по правилу Ле Шателье, при уменьшении концентрации ионов водорода равновесие смещается в первой реакции в сторону их образования, т. е. вправо. Ионы водорода будут связываться с ионами водорода воды, а гидроксид ионы – нет, и их станет больше, чем было в воде до прибавления

соли. Значит, *среда раствора будет щелочная*. Индикатор фенолфталеин станет малиновым. См. рис. 1.



Рис. 1

Аналогично можно рассмотреть взаимодействие катионов с водой. Не повторяя всю цепочку рассуждений, подытоживаем, что *если основание слабое*, то в растворе будут накапливаться ионы водорода, и *среда будет кислая*.

Классификация катионов и анионов

Катионы и анионы солей можно разделить на два типа. Рис. 2.

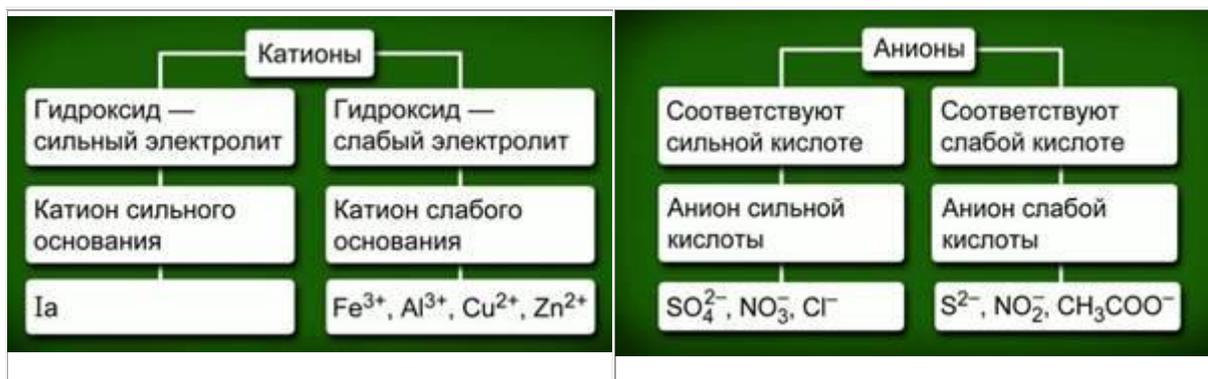
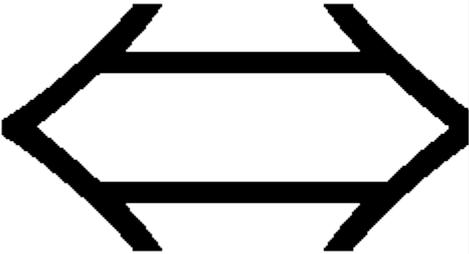


Рис. 2. Классификация катионов и анионов по силе электролитов

Отношение к гидролизу солей разных типов

Поскольку и катионы и анионы, согласно данной классификации, бывают двух типов, то всего существует 4 разнообразных комбинации при образовании их солей. Рассмотрим, как относится к гидролизу каждый из классов этих солей. Табл. 2.

Какими по силе кислотой и основан	Примеры солей	Отношение к гидролизу	Среда	Окраска лакмуса

ием образов ана соль				
Соль сильног о основан ия и сильной кислоты	NaCl, Ba(NO ₃) ₂ , K ₂ SO ₄	Гидролизу не подвергаются.	нейтральная	фиолето вый
Соль слабого основан ия и сильной кислоты	ZnSO ₄ , AlCl ₃ , Fe(NO ₃) ₃	Гидролиз по катиону. $Zn^{2+} + HOH \rightleftharpoons ZnOH^+ + H^+$	кислая	розовый
Соль сильног о основан ия и слабой кислоты	Na ₂ CO ₃ , K ₂ Si O ₃ , Li ₂ SO ₃	Гидролиз по аниону $CO_3^{2-} + HOH$  $HCO_3^- + OH^-$	щелочная	синий
Соль слабого основан	FeS, Al(NO ₂) ₃ , CuS	Гидролиз и по аниону, и по катиону.	среда раствора зависит от	зависит от более сильног

ия и слабой кислоты			того, какое из образующих ся соединений будет более слабым электролитом.	о электро лита.
---------------------------	--	--	---	-----------------------

Табл. 2.

Усилить гидролиз можно разбавлением раствора или нагреванием системы.

Соли, которые подвергаются необратимому гидролизу

Реакции ионного обмена протекают до конца при выпадении осадка, выделения газа или малодиссоциируемого вещества.



Если взять соль слабого основания и слабой кислоты и при этом и катион, и анион будут многозарядным, то при гидролизе таких солей будет образовываться и нерастворимый гидроксид соответствующего металла, и газообразный продукт. В данном случае гидролиз может стать необратимым. Например, в реакции (1) не образуется осадок сульфида алюминия.

Под это правило подпадают следующие соли: Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, CuCO_3 . Эти соли в водной среде *подвергаются необратимому гидролизу*. Их невозможно получить в водном растворе.

В органической химии гидролиз имеет очень большое значение.

Кислотность раствора

При гидролизе изменяется концентрация ионов водорода в растворе, а во многих реакциях используются кислоты или основания. Поэтому, если мы будем знать концентрацию ионов водорода в растворе, то будет легче следить за процессом и управлять им. Для количественной характеристики содержания ионов в растворе используется рН раствора. Он равен отрицательному логарифму концентрации ионов водорода.

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

Концентрация ионов водорода в воде равна 10^{-7} степени, соответственно, $pH = 7$ у абсолютно чистой воды при комнатной температуре.

Если долить в раствор кислоты или добавить соль слабого основания и сильной кислоты, то концентрация ионов водорода станет больше 10^{-7} и $pH < 7$.

Если добавить щелочи или соли сильного основания и слабой кислоты, то концентрация ионов водорода станет меньше, чем 10^{-7} и $pH > 7$. См. рис. 3. Знать количественный показатель кислотности необходимо во многих случаях. Например, водородный показатель желудочного сока равен 1,7. Увеличение или уменьшение этого значения приводит к нарушению пищеварительных функций человека. В сельском хозяйстве ведется контроль кислотности почвы. Например, для садоводства наилучшей является почва с $pH = 5-6$. При отклонении от этих значений в почву вносят подкисляющие или подщелачивающие добавки.

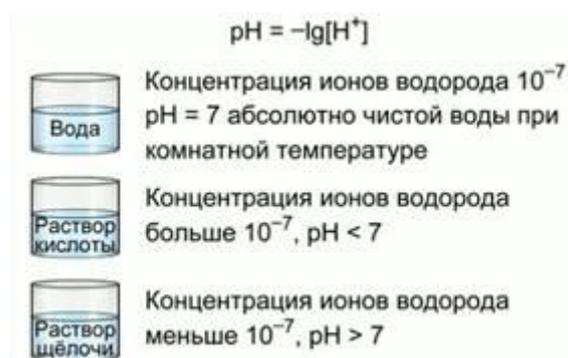


Рис. 3

Итоги лекции.

На лекции была рассмотрена тема «Фазовые состояния веществ. Дисперсные системы. Способы выражения концентрации». Вы познакомились с определениями фазы или фазового состояния вещества, узнали, что такое гомогенные и гетерогенные системы, классификацию смеси веществ. Подробно познакомились с дисперсной системой и её видами, коллоидной системой и её видами и истинными растворами, с понятием насыщенности раствора и растворимостью вещества. В ходе лекции мы рассмотрели теорию электролитической диссоциации и познакомились с определением электролитов. Узнали о физической и химической теории растворов. Рассмотрели в свете теории электролитической диссоциации определение оснований, кислот и солей, а также научились составлять уравнения реакций

ионного обмена и узнали об условиях необратимости. Также вы узнали о гидролизе – обменной реакции вещества с водой, приводящей к разложению химического вещества. Кроме того, было введено определение водородному показателю – так называемому рН.

Вопросы для самоконтроля:

1. Чем определяется срок годности косметических, медицинских и пищевых гелей?
2. Как коллоидные системы иллюстрируют тезис об относительности истины?
3. Как доказать, что ионы имеют заряд, если они окрашены?
4. Что обуславливает малиновую окраску марганцовки?
5. Почему рН дождевой воды всегда меньше 7?
6. Что обуславливает малиновую окраску раствора карбоната натрия?

Литература:

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил.
3. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneturok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. [Химик](#) ([Источник](#)).

Лекция № 6

Тема: Металлы. Общая характеристика. Физические и химические свойства. Получение и применение металлов.

План

- 1.Щелочные и щелочноземельные металлы. Алюминий.
- 2.Переходные металлы. Железо.
- 3.Получение металлов. Коррозия.

1.Щелочные и щелочноземельные металлы. Алюминий.

Главную подгруппу I группы Периодической системы Д.И. Менделеева составляют литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Элементы этой подгруппы относят к [металлам](#). Их общее название – щелочные металлы.

Щелочноземельные металлы находятся в главной подгруппе II группы Периодической системы Д.И. Менделеева. Это магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra.

Щелочные и щелочноземельные металлы как типичные металлы проявляют ярко выраженные восстановительные свойства. У элементов главных подгрупп металлические свойства с увеличением радиуса возрастают. Особенно сильно восстановительные свойства проявляются у щелочных металлов. Настолько сильно, что практически невозможно проводить их реакции с разбавленными водными растворами, так как в первую очередь будет идти реакция взаимодействия их с водой. У щелочноземельных металлов ситуация аналогичная. Они тоже взаимодействуют с водой, но гораздо менее интенсивно, чем щелочные металлы.

Электронные конфигурации валентного слоя щелочных металлов – ns^1 , где n – номер электронного слоя. Их относят к s-элементам. У щелочноземельных металлов – ns^2 (s-элементы). У алюминия валентные электроны $...3s^23p^1$ (p-элемент). Эти элементы образуют соединения с ионным типом связи. При образовании соединений для них степень окисления соответствует номеру группы.

Обнаружение ионов металла в солях

Ионы металлов легко определить по изменению окраски пламени. Рис. 1.

Соли лития – карминово-красная окраска пламени. Соли натрия – желтый. Соли калия – фиолетовый через кобальтовое стекло. Рубидия – красный, цезия – фиолетово-синий.

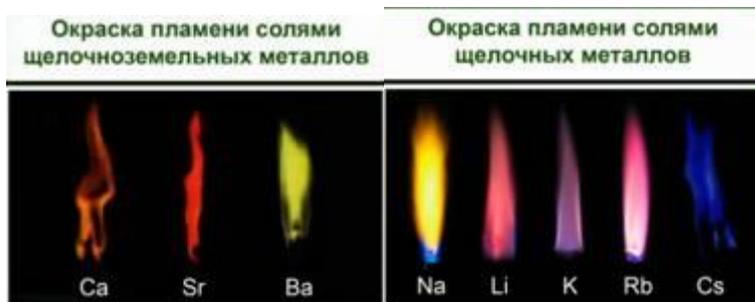


Рис. 1

Соли щелочноземельных металлов: кальция – кирпично-красный, стронция – карминово-красный и бария – желтовато-зеленый. Соли алюминия окраску пламени не меняют. Соли щелочных и щелочноземельных металлов используются для создания фейерверков. И можно легко определить по окраске, соли какого металла применялись.

Щелочные металлы

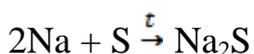
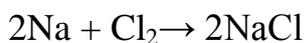
Свойства металлов

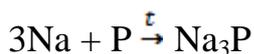
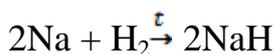
Щелочные металлы – это серебристо-белые вещества с характерным металлическим блеском. Они быстро тускнеют на воздухе из-за окисления. Это мягкие металлы, по мягкости Na, K, Rb, Cs подобны воску. Они легко режутся ножом. Они легкие. Литий – самый легкий металл с плотностью 0,5 г/см³.

Химические свойства щелочных металлов

1. Взаимодействие с неметаллами

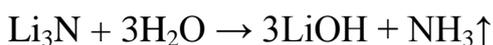
Из-за высоких восстановительных свойств щелочные металлы бурно реагируют с галогенами с образованием соответствующего галогенида. При нагревании реагируют с серой, фосфором и водородом с образованием сульфидов, гидридов, фосфидов.





Литий – это единственный металл, который реагирует с азотом уже при комнатной температуре.

$6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$, образующийся нитрид лития подвергается необратимому гидролизу.

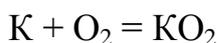


2. Взаимодействие с кислородом

Только с литием сразу образуется оксид лития.

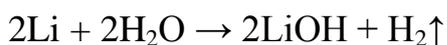
$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$, а при взаимодействии кислорода с натрием образуется пероксид натрия.

$2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$. При горении всех остальных металлов образуются надпероксиды.

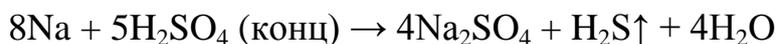
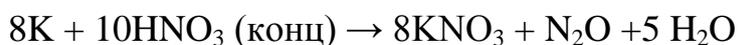


3. Взаимодействие с водой

По реакции с водой можно наглядно увидеть, как изменяется активность этих металлов в группе сверху вниз. Литий и натрий спокойно взаимодействуют с водой, калий – со вспышкой, а цезий – уже с взрывом.



4. Взаимодействие с кислотами – сильными окислителями



Получение щелочных металлов

Из-за высокой активности металлов, получать их можно при помощи электролиза солей, чаще всего хлоридов.

Соединения щелочных металлов находят большое применение в разных отраслях промышленности. См. Табл. 1.

РАСПРОСТРАНЕННЫЕ

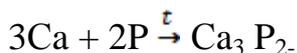
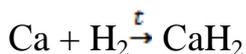
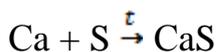
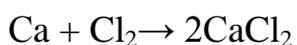
СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ	
NaOH	Едкий натр (каустическая сода)
NaCl	Поваренная соль
NaNO ₃	Чилийская селитра
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	Глауберова соль
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	Сода кристаллическая
KOH	Едкое кали
KCl	Хлорид калия (сильвин)
KNO ₃	Индийская селитра
K ₂ CO ₃	Поташ

Щелочноземельные металлы

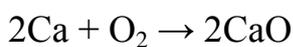
Их название связано с тем, что гидроксиды этих металлов являются щелочами, а оксиды раньше называли «земли». Например, оксид бария BaO – бариевая земля. Бериллий и магний чаще всего к щелочноземельным металлам не относят. Мы не будем рассматривать и радий, так как он радиоактивный.

Химические свойства щелочноземельных металлов.

1. Взаимодействие с неметаллами



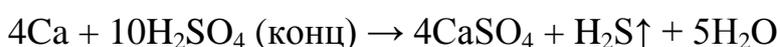
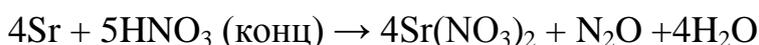
2. Взаимодействие с кислородом



3. Взаимодействие с водой

$\text{Sr} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$, но взаимодействие более спокойное, чем с щелочными металлами.

4. *Взаимодействие с кислотами – сильными окислителями*

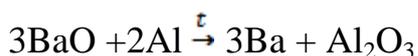


Получение щелочноземельных металлов

Металлический кальций и стронций получают электролизом расплава солей, чаще всего хлоридов.



Барий высокой чистоты можно получить алюмотермическим способом из оксида бария

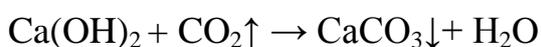
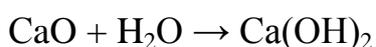


РАСПРОСТРАНЕННЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ МЕТАЛЛОВ

Самыми известными соединениями щелочноземельных металлов являются: CaO – **негашеная известь**. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – **гашеная известь**, или известковая вода. При пропускании углекислого газа через известковую воду происходит помутнение, так как образуется нерастворимый карбонат кальция CaCO_3 . Но надо помнить, что при дальнейшем пропускании углекислого газа образуется уже растворимый гидрокарбонат и осадок исчезает.



Рис. 2



Гипс – это $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, алебастр – $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. Гипс и алебастр используются в строительстве, в медицине и для изготовления декоративных изделий. Рис. 2.

Карбонат кальция CaCO_3 образует множество различных минералов. Рис. 3.



Рис. 3

Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфорит, фосфорная мука используется как минеральное удобрение.

Чистый безводный **хлорид кальция** CaCl_2 – это гигроскопичное вещество, поэтому широко применяется в лабораториях как осушитель.

Карбид кальция – CaC_2 . Его можно получить так:

$\text{CaO} + 2\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Одно из его применений – это получение ацетилена.

$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$

Сульфат бария BaSO_4 – барит. Рис. 4. Используется как эталон белого в некоторых исследованиях.



Рис. 4

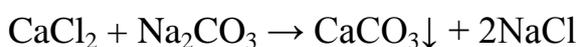
Жесткость воды

В природной воде содержатся соли кальция и магния. Если они содержатся в заметных концентрациях, то в такой воде не мылится мыло из-за образования нерастворимых стеаратов. При её кипячении образуется накипь.

Временная жесткость обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Такую жесткость воды можно устранить кипячением.



Постоянная жесткость воды обусловлена наличием катионов Ca^{2+} , Mg^{2+} и анионов H_2PO_4^- , Cl^- , NO_3^- и др. Постоянная жесткость воды устраняется только благодаря реакциям ионного обмена, в результате которых ионы магния и кальция будут переведены в осадок.



Алюминий

Алюминий и его соединения

Алюминий занимает 4-е место по распространенности в земной коре, уступая кремнию, кислороду и водороду. В природе он присутствует в виде алюмосиликатов, глин и бокситов. Рис. 5.

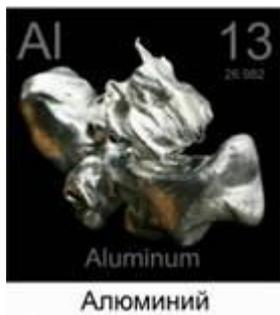
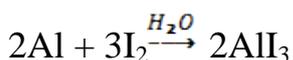


Рис. 5

По своим химическим свойствам он гораздо менее активен, чем щелочные и щелочноземельные металлы. Во многом это связано с образованием на его поверхности тончайшей пленки оксида, которая препятствует или замедляет многие химические реакции.

Химические свойства алюминия

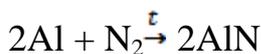
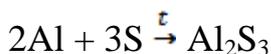
1. Реакция с галогенами



2. Сгорает при нагревании с выделением большого количества теплоты

$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Al}_2\text{O}_3 + Q$. При этом может развиваться температура до 3500°C .

3. Реакция с неметаллами



4. Взаимодействует с водой

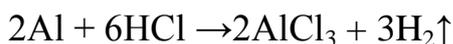
$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ Если снять амальгамированием или механически пленку.

Амальгамирование – это нанесение на поверхность небольшого количества ртути.

5. Алюминий активно восстанавливает металлы из их оксидов (алюмотермия)

$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$; этот способ используется при получении многих металлов: Mn, Cr, V, W, Ba, Sr и др.

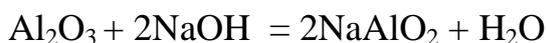
6. Взаимодействует с кислотами-неокислителями



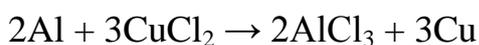
Алюминий **не реагирует** с концентрированными азотной и серной кислотами из-за пассивации. С разбавленной серной или азотной кислотой взаимодействует



7. Взаимодействие со щелочами. Al, Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействуют со щелочами:



8. Реагирует с растворами солей



Применение алюминия

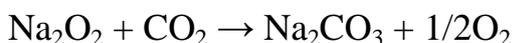


Рис. 6

Алюминий широко применяется в быту и технике, так как он довольно легок, коррозионно-устойчив и нетоксичен. См. Рис. 6. Часто используются сплавы алюминия. Основной – это дуралюмин (дюралюминий, дюраль). Это сплав алюминия, содержащий медь (массовая доля – 1,4-13%) и небольшие количества магния, марганца и других компонентов. Используется как конструкционный материал в авиа- и машиностроении.

[Смеси, регенерирующие кислород](#)

Оксиды и пероксиды способны реагировать с углекислым газом, образуя карбонат и кислород.



Если сложить эти 2 уравнения реакции, то получится смесь, выделяющая и 2 моль углекислого газа, и 2 моль кислорода.

$\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{KO}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{O}_2$. Суммарный объём газа в левой и правой части уравнения будет одинаков. Постоянство объёма газа очень важно, так как такие смеси применяются для удаления CO_2 и превращения его в нужный для дыхания кислород, например, в подводных лодках или космических станциях. Но там не должно происходить перепада давления.

2. Переходные металлы. Железо.

Переходные элементы располагаются в побочных подгруппах Периодической системы Д.И. Менделеева. Их подразделяют на d-элементы и f-элементы. f-элементы – это лантаноиды и актиноиды.

При образовании соединений атомы металлов могут использовать не только валентные s- и p-электроны, но и d-электроны. Поэтому для d-элементов гораздо более характерна переменная валентность, чем для элементов главных подгрупп. Благодаря этому свойству переходные металлы часто образуют комплексные соединения.

Переходные элементы – это металлы. Поэтому в своих соединениях они проявляют положительные степени окисления. Очень сильно видно различие в свойствах у элементов IV–VIII подгрупп периодической системы.

Элементы побочных подгрупп – это металлы, а главных подгрупп – неметаллы. Однако, когда элементы главных и побочных подгрупп находятся в высших степенях окисления, их соединения проявляют заметное сходство.

Например, оксид CrO₃ близок по свойствам SO₃. Оба эти вещества в обычных условиях находятся в твердом состоянии и образуют при взаимодействии с водой кислоты состава H₂ЭО₄. Точно также – оксиды марганца и хлора. Соответствующие им высшие оксиды – Mn₂O₇ и Cl₂O₇. Им соответствуют кислоты состава HЭО₄. Подобная близость свойств объясняется тем, что часто элементы главных и побочных подгрупп в высших степенях окисления приобретают сходное электронное строение. Что касается химических свойств d-элементов, то обращает на себя внимание тот факт, что в пределах одной декады переходных элементов число стабильных степеней окисления сначала увеличивается, а потом уменьшается. См. Табл. 1. Химические свойства переходных элементов довольно сложны.

Проявляемые и наиболее характерные положительные степени окисления d-элементов четвёртого периода

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
								1	
	2	2	2	2	2	2	2	2	2
3	3	3	3	3	3	3	3	3	
	4	4	4	4		4	4		
		5	5	5		5			
			6	6	6				
				7					

Выделены наиболее стабильные степени окисления

Табл. 1

Значение переходных металлов для организма и жизнедеятельности

Без переходных металлов наш организм существовать не может. Железо – это действующее начало гемоглобина. Цинк участвует в выработке инсулина. Кобальт – центр витамина

В-12. Медь, марганец и молибден, а также некоторые другие металлы входят в состав ферментов.

Многие переходные металлы и их соединения используются в качестве катализаторов. Например, реакция гидрирования алкенов на платиновом или палладиевом катализаторе. Полимеризация этилена проводится с помощью титансодержащих катализаторов.



Рис. 1

Большое использование сплавов переходных металлов: сталь, чугун, бронза, латунь, победит. Рис. 1. При исследовании сплавов прослеживается уникальное значение железа для человека. Сплавы даже разделяют на черные и цветные по содержанию в них железа.

Химические свойства железа

Химические свойства железа и его соединений

Железо – это химический элемент №26, который находится в побочной подгруппе VIII группы, в четвертом периоде. Электронная конфигурация атома железа – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.



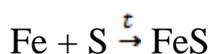
Рис. 2

Распределение валентных электронов на орбиталях представлено на Рис. 2.

Степени окисления железа: 0, +2, +3. Соединения железа (III) проявляют слабые окислительные свойства, образуемые оксиды и гидроксиды Fe_2O_3 и $Fe(OH)_3$ проявляют амфотерные свойства, хотя основные свойства у этих соединений значительно преобладают.

1. Взаимодействие с неметаллами

При нагревании железо, особенно порошкообразное, способно взаимодействовать практически со всеми неметаллами. Хлор и фтор окисляют железо до Fe^{+3} . Бром может окислить и до Fe^{+2} , и до Fe^{+3} в зависимости от количества, а йод окисляет только до степени окисления +2 Fe^{+2} . При реакции с серой сначала образуется сульфид железа, а затем дисульфид железа.



$\text{FeS} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}_2$ природный минерал такого состава называется пирит. Рис. 3.

Он используется для получения серной кислоты, а также железа и соединений железа.

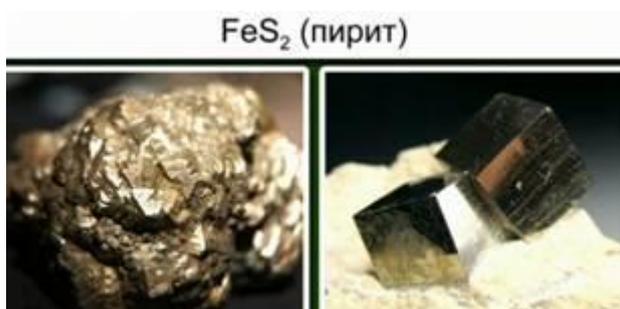
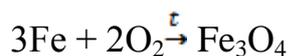
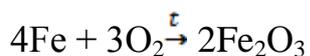
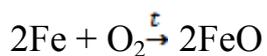


Рис. 3

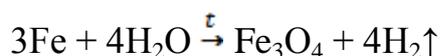
2. Взаимодействие железа с кислородом

При взаимодействии железа с кислородом, в зависимости от его количества, могут образовываться разные оксиды. В том числе и смешанный оксид Fe_3O_4 .



3. Взаимодействие железа с водой

При сильном нагревании металлическое железо взаимодействует с водой.



Во влажном воздухе при обычных условиях железо реагирует с парами воды и кислородом, с образованием ржавчины. Она состоит из смешанных

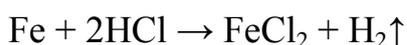
оксидов, гидроксидов и соединений кислорода. Это не индивидуальное вещество.

Примерная схема ржавления железа:



4. Взаимодействие железа с кислотами

Как и другие типичные металлы, железо взаимодействует с кислотами-неокислителями с выделением водорода.

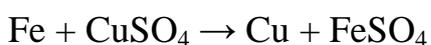


С кислотами-окислителями железо не реагирует из-за пассивации. Но с разбавленными кислотами реакция происходит.



5. С растворами солей

Металлическое железо вытесняет менее активные металлы из растворов их солей.



Амфотерные свойства железа

Железо и некоторые его соединения способны проявлять амфотерные свойства.

$\text{Fe} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ В горячем концентрированном растворе щелочи образуется комплексное соединение, и выделяется водород.

[Соединения железа \(II\) и железа \(III\)](#)

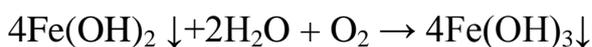
Соединения железа (II)

Соли железа (II) можно получить при взаимодействии металлического железа с кислотами-неокислителями или восстановлением железа (III).



Соединения железа (II) обладают восстановительными свойствами.

$\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$. На воздухе $\text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ окисляется кислородом.



Соединения железа (III)

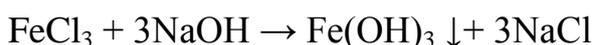
Соли железа (III) получают либо окислением железа галогенами, либо при его взаимодействии с разбавленными кислотами-окислителями. Соли железа (III) могут проявлять слабые окислительные свойства.

$2\text{FeCl}_3 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$. На этой реакции основан йодометрический способ определения солей железа.

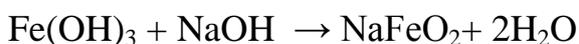
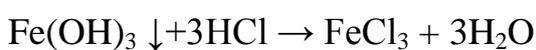
Качественная реакция на соли железа (III)

$\text{FeCl}_3 + 6\text{NaSCN} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6] + 3\text{NaCl}$. При взаимодействии с роданидами образуются ярко-красные, похожие на кровь комплексы различного состава.

Взаимодействие со щелочью.



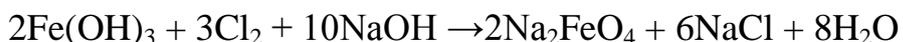
$\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ как и $\text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ амфотерен, с преобладанием основных свойств.



Железная кислота

Железная кислота и её соли

При окислении $\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ или при электролизе раствора щелочи на железном аноде образуются соли, содержащие железо в составе аниона:



Железо имеет степень окисления +6. Такие соли называются ферраты: Na_2FeO_4 , K_2FeO_4 . Это соли не существующей в свободном виде железной кислоты H_2FeO_4 . Они относятся к наиболее сильным органическим окислителям и способны медленно окислять даже воду.

3.Получение металлов. Коррозия.

Металлы присутствуют в природе как в самородном состоянии (самородные металлы), так и в виде различных соединений. В свободном состоянии

присутствуют в природе металлы, которые либо плохо окисляются кислородом, либо совсем не окисляются. Например, платина, золото, серебро. Реже – медь, ртуть и некоторые другие. Самородные металлы встречаются в природе в небольших количествах в виде зерен или вкраплений в различных минералах. Лишь изредка они образуют большие куски – самородки. Самый большой самородок золота весил 112 кг. Иногда металлы практически в чистом виде содержатся в метеоритах. Так, некоторые предметы из высокочистого железа, найденные археологами, объясняются именно тем, что они были изготовлены из метеоритного железа. Но чаще всего металлы существуют в природе в связанном состоянии в составе минералов.

Минерал – это химически и физически индивидуализированный продукт природной физико-химической реакции, находящийся в кристаллическом состоянии.

Очень часто это оксиды. Например, оксид железа (III) Fe_2O_3 – гематит, или красный железняк. Рис. 1.

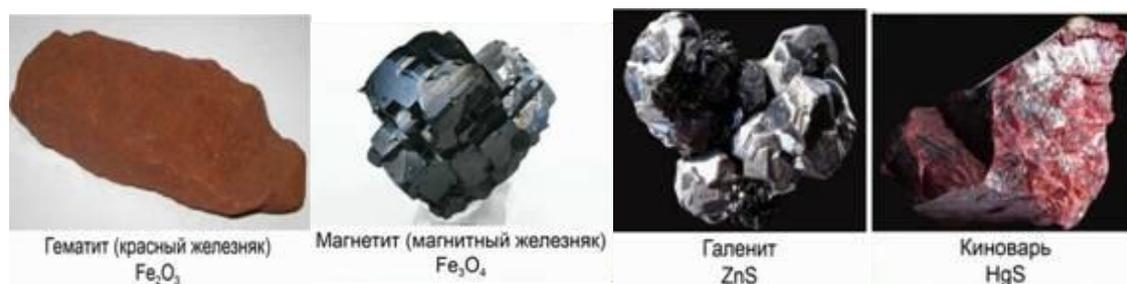


Рис. 1

Fe_3O_4 – магнетит, или магнитный железняк. Нередко минералами являются сульфидные соединения: галенит ZnS , киноварь HgS .

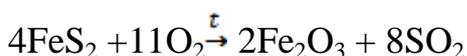
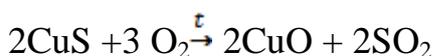
Активные металлы часто присутствуют в природе в виде солей (сульфаты, нитраты, хлориды, карбонаты).

Минералы входят в состав горных пород и руд. Рудами называются природные образования, содержащие минералы в таком количестве, чтоб из этих руд было выгодно получать металлы. Обычно перед получением металла из руды руду обогащают, удаляя пустую породу и различные примеси. При этом образуется концентрат, который и является исходным сырьем для металлургической промышленности.

[Способы получения металлов](#)

Существуют различные способы обогащения руды. Один из них – флотация.

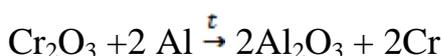
Для получения металлов из руд необходимо перевести металлы из руд в какую-нибудь единую форму, чаще всего в форму оксидов.



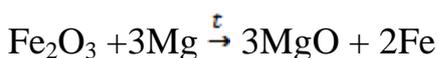
Полученные оксиды можно восстанавливать несколькими способами.

1. Один из основных – это **металлотермия**.

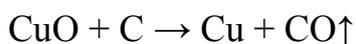
- Алюмотермия (алюминотермия)



- Магниетермия.



Можно проводить восстановление и другими веществами.



2. Термическое разложение соединений металлов.



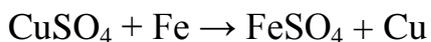
Этот метод применяется для получения высокочистых металлов.

3. Электролитическое получение металлов.

Металлы, особенно активные, можно получить при электролизе расплавов электролитов. Для щелочных металлов – это единственный способ их получения. Возможно получение металлов при электролизе водных растворов солей. Катионы металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжений до водорода, разряжаются на катоде в той или иной степени одновременно с молекулами воды. А в случае солей металлов,

расположенных правее водорода, на катоде получается только соответствующий металл.

4. Более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли.



В таких реакциях нельзя использовать щелочные и щелочноземельные металлы, потому что они реагируют с водой.

Коррозия металлов и сплавов

Коррозия – самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под воздействием окружающей среды. Коррозию металлов и сплавов вызывают такие компоненты окружающей среды, как вода, кислород, оксиды углерода и серы, содержащиеся в воздухе, морская вода и грунтовые воды.

По типу агрессивных сред, в которых протекает коррозия, она может быть следующих видов:

- Газовая коррозия
- Атмосферная коррозия
- Коррозия в неэлектролитах
- Коррозия в электролитах
- Подземная коррозия
- Биокоррозия



Коррозия железа (ржавление)
 $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

Рис. 2

Чаще всего коррозии подвергаются изделия из железа. Рис. 2.

Особенно сильно корродируют металлы во влажном воздухе и в воде. В повседневной жизни для сплавов железа чаще всего используют термин

«ржавление». Химически чистое железо ржавеет медленно, техническое железо, содержащее различные примеси, ржавеет быстро. Коррозия зависит не только от химического состава объекта, но и от того, какие примеси и в каком количестве этот объект содержит.

Способы борьбы с коррозией

1. Нанесение различных покрытий на поверхность металла (краски, эмали, другой металл). Рис. 3.



Рис. 3

2. Использование нержавеющей стали, добавки к железу Cr. Ni. Ti. Рис. 4.



Рис. 4

3. Введение ингибиторов коррозии.

4. Контакт с более активным металлом, протектором. Сначала будет корродировать протектор, потом защищаемый металл.

[Йодистое рафинирование и галогеновые лампы](#)

Для многих целей необходим высокочистый титан. Он широко используется в судостроении, авиации и космической технике, так как он прочный, пластичный и коррозионностойкий. Для получения высокочистого титана и некоторых других металлов используется метод йодистого рафинирования.

Рис. 5. Этот метод заключается в следующем. Титан с примесями и твердый йод загружают в нижнюю часть аппарата и начинают нагревание. Образуется летучий тетраидид титана.



Рис. 5



Который перемещается к верхней части камеры, где разлагается на металл и йод на раскаленной вольфрамовой проволоке. Примеси не проявляют таких химических свойств и поэтому в верхнюю часть камеры не переходят.

Принцип йодистого рафинирования реализуется в галогеновых лампах. Ведь вольфрам, из которых состоит лампа накаливания, с нее постепенно испаряется, из-за чего нить утончается и, в конце концов, рвется. Но при добавлении небольшого количества йода, убежавшие атомы вольфрама могут образовывать с ним летучие йодиды, которые разлагаются на раскаленные вольфрамовые нити, возвращая металл на место. Чем тоньше участок спирали, тем выше на нем температура, соответственно, тем легче и быстрее на нем разлагается иодид вольфрама. Поэтому более тонкие участки спирали залечиваются быстрее. Из-за этого срок службы галогеновых ламп в 10 и более раз превышает срок службы обычных ламп накаливания.

Итоги лекции.

На лекции была раскрыта тема «Металлы и их свойства. Щелочные металлы. Щелочноземельные металлы. Алюминий». Вы узнали общие свойства и закономерности щелочных и щелочноземельных элементов, изучили по отдельности химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов и их соединения. С помощью химических уравнений было рассмотрено такое понятие, как жесткость воды. Познакомились с алюминием, его свойствами и сплавами. Вы узнали, что такое смеси, регенерирующие кислород, озониды, пероксид бария и получение кислорода. Также в ходе лекции вы изучили тему «Переходные металлы». Вы узнали о некоторых общих свойствах переходных металлов, о химических свойствах железа как наиболее важного переходного металла. Мы подчеркнули важность и необходимость для организма человека наличия именно переходных металлов. Рассмотрели

некоторые примеры сплавов переходных металлов, исследовали амфотерные свойства железа и его соединений с различными степенями окисления. Немного узнали о железной кислоте и ее солях – ферратах. Третий вопрос лекции – это изучение темы «Общие способы получения металлов. Коррозия». Вы узнали, что такое самородные металлы. Исследовали некоторые способы получения металлов, получили представление, что такое коррозия, ее виды, механизм появления коррозии, типы агрессивных сред, в которых протекает процесс коррозии, и способы защиты от коррозии.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какую реакцию среды имеет водный раствор сульфида калия? Ответ подтвердите уравнением реакции гидролиза.
2. Определите массовую долю натрия в морской воде, которая содержит 1,5% хлорида натрия.
3. Что такое металлотермия? Приведите примеры.
4. Какие свойства характерны для соединений железа (III)?
5. Перечислите способы борьбы с коррозией.
6. Какие металлы встречаются в природе в самородном виде?

Литература:

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил
3. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneturok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. Химик.ру ([Источник](#)).

Лекция № 7

Тема: Неметаллы. Характеристика основных неметаллов. Физические и химические свойства. Получение и применение.

План

1. Водород. Галогены.
2. Кислород. Сера.
3. Азот.

1. Водород. Галогены.

Неметаллы – это элементы, образующие простые вещества, которые не обладают типичными металлическими свойствами.

Неметаллы – это элементы с высокой электроотрицательностью (кроме инертных газов), которые располагаются в верхней правой части периодической системы, выше диагонали Be – At. См. Рис. 1.

Водород

Водород – это первый элемент в Периодической системе Д.И. Менделеева. Заряд его атомного ядра – +1, строение электронной оболочки выражается формулой $1s^1$. Многие особенности свойств водорода связаны с тем, что в его атоме между электроном внешнего энергетического уровня и ядром нет других электронов.

4 Be Beryllium бериллий	5 B Boron бор	6 C Carbonium углерод	7 N Nitrogenium азот	8 O Oxygenium кислород	9 F Fluorium фтор	10 Ne Neonum неон
12 Mg Magnesium магний	13 Al Aluminium алюминий	14 Si Silicium кремний	15 P Phosphorium фосфор	16 S Sulfur сера	17 Cl Chlorium хлор	18 Ar Argonum аргон
20 Ca Calcium кальций	21 Sc Scandium скандий	22 Ti Titanium титан	23 V Vanadium ванадий	24 Cr Chromium хром	25 Mn Manganum марганец	26 Fe Ferrum железо
30 35,39 Zn Zincum цинк	31 Ga Gallium галлий	32 Ge Germanium германий	33 As Arsenicum мышьяк	34 Se Selenium селен	35 Br Bromum бром	36 Kr Kryptonum криптон
38 87,62 Sr Strontium стронций	39 Y Yttrium иттрий	40 Zr Zirconium цирконий	41 Nb Niobium ниобий	42 Mo Molibdanium молибден	43 Tc Technetium технеций	44 Ru Ruthenium рутений
48 112,41 Cd Cadmium кадмий	49 In Indium индий	50 Sn Stannum олово	51 Sb Stibium сурьма	52 Te Tellurium теллур	53 I Iodum йод	54 Xe Xenonum ксенон
56 137,33 Ba Barium барий	57 La* Lanthanum лантан	72 118,49 Hf Hafnium hafний	73 180,9479 Ta Tantalum тантал	74 182,85 W Wolframum вольфрам	75 186,207 Re Rhenium рений	76 186,2 Os Osmium осмий
80 200,59 Hg Hydrargyrum ртуть	81 Tl Thallium таллий	82 Pb Plumbum свинец	83 Bi Bismutum висмут	84 Po Polonium полоний	85 At Astatium астат	86 Rn Radonum радон
88	89	104	105	106	107	108

Рис. 1.

В соответствии со строением электронной оболочки, атом водорода, отдавая один электрон, проявляет степень окисления +1 (образуются ионы H^+). Это позволяет говорить о сходстве водорода со щелочными металлами. Поэтому водород может быть отнесен к главной подгруппе I группы, которую составляют щелочные металлы.

До завершения внешнего электронного слоя атому водорода не хватает одного электрона, что характерно также для элементов главной подгруппы VII группы – галогенов. Это обуславливает возможность помещения водорода в VII группу Периодической системы Д.И. Менделеева.

Водород может проявлять степень окисления +1, 0, -1. Степень окисления -1 проявляется в *гидридах*. Это бинарные соединения водорода с менее электроотрицательными атомами.

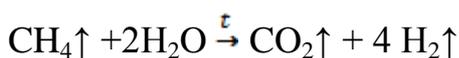
Например, это гидрид натрия NaH , гидрид кальция CaH_2 , силан SiH_4 , герман GeH_4 . Но намного чаще водород проявляет степень окисления +1.

Строение, получение и химические свойства водорода

Методы получения водорода

Промышленные методы получения

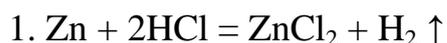
1. *Паровая конверсия метана*. Метан входит в состав природного газа. Образующая смесь водорода и углекислого газа легко разделяема.



2. *Газификация угля*. В данном процессе уголь нагревается от $700^{\circ}C$ до $1000^{\circ}C$. При этом образуется уголь с большим содержанием углерода и газообразный водород.

3. *Электролиз водных растворов солей*.

Лабораторные методы получения водорода



Все более актуальная задача – *это хранение водорода*.

Водород можно получать из воды. При его горении выделяется большое количество теплоты, и это один из перспективных источников энергии. Это очень хорошее топливо для автомобилей.

Один из способов хранения водорода – это переводение его в жидкое состояние. Но, чтобы держать его в жидком состоянии, нужны очень высокие давления. А чтобы сдерживать большое давление, нужны толстостенные сосуды, которые очень тяжелые. Поэтому этот метод не очень хорош.

Второй вариант хранения этого газа – это сорбция водорода на платиновых металлах. Этот способ невыгоден, так как платиновые металлы – дорогие.

Третий вариант – это образование комплексных гидридов – соединений, способных обратимо связывать и выделять водород.

Природные изотопы водорода

Водород встречается в *виде трёх изотопов*, которые имеют индивидуальные названия:

^1H — протий (H), ^2H — дейтерий (D), ^3H — тритий (T – радиоактивный). Протий и дейтерий являются стабильными изотопами с массовыми числами 1 и 2. Содержание их в природе соответственно составляет 99,9% и 0,01%. Это соотношение может незначительно меняться в зависимости от источника и способа получения водорода. Изотоп водорода ^3H (тритий) нестабилен. Его период полураспада составляет 12,32 лет.

Тритий содержится в природе в очень малых количествах. Природный водород состоит из молекул H_2 и HD (дейтероводород) в соотношении 3200:1. Содержание чистого дейтерийного водорода D_2 ещё меньше. Отношение концентраций HD и D_2 примерно 6400:1.

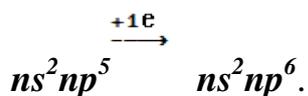
Галогены как простые вещества

Галогены (от греч. $\acute{\alpha}\lambda\acute{o}\varsigma$ — соль и $\gamma\acute{\epsilon}\nu\omicron\varsigma$ — рождение, происхождение) – химические элементы VII-й группы главной подгруппы Периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева. К галогенам относятся **фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At**, а также (формально) искусственный элемент **унунсептий Uus**.

Все галогены — энергичные окислители, поэтому встречаются в природе только в виде соединений.

С увеличением порядкового номера химическая активность галогенов уменьшается, химическая активность галогенид-ионов F^- , Cl^- , Br^- , I^- , At^- уменьшается. Электронная конфигурация валентного слоя данных элементов – $\dots ns^2 np^5$. Для получения электронной конфигурации

благородного газа им не хватает одного электрона, который они получают от других элементов



и существуют в форме аниона *Hal⁻*

Все галогены, кроме фтора, могут образовывать соединения, в которых они обладают положительными степенями окисления. Например, кислородсодержащие кислоты хлора. См. табл. 1.

-1	HCl (хлороводород), NaCl (хлорид натрия)
0	Cl ₂ (хлор – простое вещество)
+1	HClO (хлорноватистая кислота) KClO (гипохлорит калия)
+3	HClO ₂ (хлористая кислота), KClO ₂ (хлорит калия)
+5	HClO ₃ (хлорноватая кислота) KClO ₃ (хлорат калия, бертолетова соль)
+7	HClO ₄ (хлорная кислота), KClO ₄ (перхлорат калия)

Табл. 1.

Галогены в природе

Галогены в свободном виде в природе не встречаются из-за своей химической активности. Они входят в состав многих минералов. См. табл. 2.

					
Фторапатит Ca ₅ (PO ₄) ₃ F	Флюорит CaF ₂	Галит NaCl	Сильвин KCl	Сильвинит KCl · NaCl	Карналлит KCl · MgCl ₂ · 6H ₂ O
<i>Минералы фтора</i>	<i>Минералы хлора.</i>				

Табл. 2.

Галогены – простые вещества



Рис. 2.

Молекулы галогенов состоят из двух атомов, с ковалентной неполярной связью между ними. Галогенам не присуща аллотропия. Кристаллическая решетка простых веществ галогенов – молекулярная. Фтор – это зеленовато-желтый газ. Хлор – тоже газ желтого цвета. Бром – красно-бурая жидкость. Йод – черно-фиолетовые кристаллы с характерным металлическим блеском. Рис. 2, 3, 4. Температура кипения и плавления галогенов увеличивается по группе сверху вниз. Все эти вещества обладают резким, характерным запахом. Все они вредны для организма.

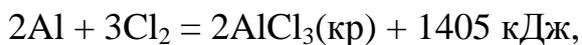


Рис. 3-4.

Получение и химические свойства галогенов

Химические свойства галогенов

1. Реагируют с металлами



Активность галогенов уменьшается с увеличением атомного радиуса. Это можно наблюдать при взаимодействии их с железом.

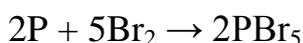
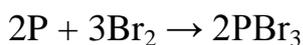
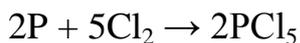
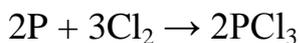
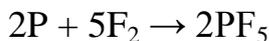
2. Взаимодействуют с неметаллами (кроме N₂, O₂, благородных газов).

Свободный хлор очень реакционноспособен, хотя его активность и меньше, чем у фтора. Он непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов.



Галогеноводороды – это типичные кислоты-неокислители. Но так как в их состав входят атомы галогенов в низших степенях окисления, то эти кислоты способны окисляться.

3. *Взаимодействие с фосфором*



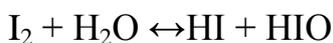
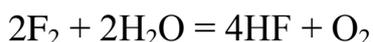
По мере повышения температуры глубина окисления возрастает.

4. *Взаимодействие с графитом*

$C + 2F_2 \xrightarrow{t} CF_4$ реагирует только с F_2 . Остальные галогены не реагируют с простыми веществами, образованными углеродом.

5. *Со сложными веществами*

5.1. *С водой*

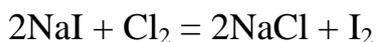


5.2. *Реагируют со щелочами*



6. Галогены способны вытеснять друг друга из солей галогенидов и галогеноводородов. Более активный галоген вытесняет менее активный. Химическая активность галогенов последовательно уменьшается от фтора к астату. Каждый галоген в ряду F–At может вытеснить последующий из его соединений с водородом или металлами, то есть каждый галоген в виде

простого вещества способен окислять галогенид-ион любого из последующих галогенов. Астат ещё менее реакционноспособен, чем йод.



Качественная реакция на галогениды

Качественная реакция – это реакция, которая позволяет доказать присутствие в пробе того или иного вещества или иона.

При растворении растворимых галогенидов с раствором нитрата серебра выпадают осадки – нерастворимые галогениды серебра. Рис. 5.

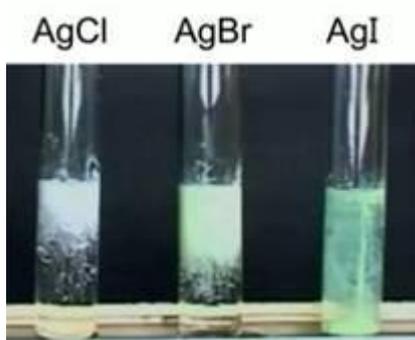
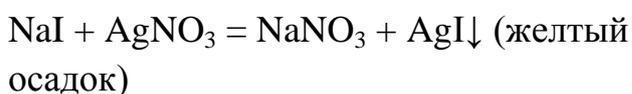
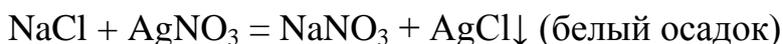


Рис. 5

Галогениды можно ***определить также по окраске пламени***. Если взять пробу и внести её в пламя горелки, то галогениды меди окрашивают пламя в зеленый или сине-зеленый цвет.

Происхождение названий галогенов

Йод – крахмальная проба. Она заключается в образовании комплексов между молекулой йода и одной из форм крахмала. Эти комплексы окрашены в интенсивный синий цвет. Рис. 6.



Рис. 6.

Это опыт можно проделать дома, капнув йодом на крахмалсодержащие продукты.

Получение хлора

Получение хлора в лаборатории

В лаборатории хлор получают из перманганата калия и концентрированной соляной кислоты. В колбу Вюрца помещают кристаллы перманганата калия. Закрывают колбу пробкой с капельной воронкой. В воронку наливается соляная кислота. Соляная кислота приливается из капельной воронки. Сразу же начинается энергичное выделение хлора. Через газоотводную трубку хлор постепенно заполняет цилиндр, вытесняя из него воздух. Рис. 7.



Рис. 7.



Многие соединения галогенов находят применение в нашей жизни. Хлорная известь используется как дезинфицирующее и отбеливающее средство.

Бертолетова соль используется при получении спичек. Йод применяется для очистки некоторых металлов и как средство для дезинфекции ран.

2. Кислород. Сера.

Химические свойства кислорода

Кислород – это самый распространённый на Земле химический элемент. На его долю приходится чуть меньше половины массы твердой Земной коры и более 1,5 тысяч соединений Земной коры содержат кислород. Его очень много в воде, около 89%, в воздухе – около 20% по массе.

Степени окисления кислорода

+2 – OF₂

+1 – O₂F₂

0 – O₂ (кислород) и O₃ (озон)

- $\frac{1}{3}$ – озониды (KO₃)

-1 – пероксиды (H₂O₂, Na₂O₂)

-2 – во всех остальных соединениях

Рис. 1.

В соединениях кислород способен проявлять все степени окисления от -2 до +2. См. рис. 1. В подавляющем большинстве соединений кислород проявляет степень окисления -2. Это используется даже при определении степени окисления других элементов.

Аллотропия.

Кислород образует 2 простых вещества – **кислород O₂** и **озон O₃**, которые являются аллотропными модификациями этого элемента.

Кислород – простое вещество

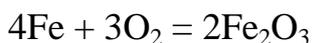
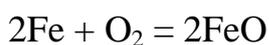
Кислород – это вещество молекулярного строения, состоит из двух атомов, связь между которыми ковалентная неполярная. Это бесцветный газ, без запаха, малорастворимый в воде.

Химическая активность кислорода высока. Он является сильным окислителем. Он реагирует со всеми простыми веществами, кроме инертных газов, галогенов и благородных металлов.

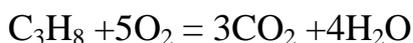
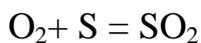
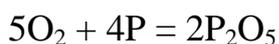
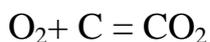
1. Взаимодействие с металлами



В зависимости от температуры, степени дисперсности железа, он может образовывать с ним несколько оксидов.



2. Взаимодействие с неметаллами



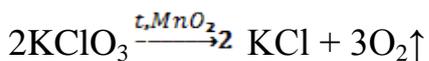
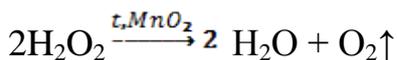
Получение кислорода.

В промышленности кислород получают *перегонкой жидкого воздуха*. Этот метод основан на различие температур кипения азота и кислорода – основных составляющих воздуха.

И в промышленности, и в лаборатории можно получать кислород *электролизом воды*.



Получают кислород при термическом разложении кислородсодержащих веществ.



Получение и свойства серы и её соединений

Сера и её соединения

Сера встречается в природе в виде простого вещества и входит в состав многих минералов-сульфидов. Из них наиболее распространенные это: пирит FeS_2 , халькопирит FeCuS_2 , киноварь HgS , мирабилит $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. См. рис. 3.



Рис. 3. Распространенность серы в природе

В соединениях сера проявляет степени окисления от -2 до +6. Но, например, в пирите FeS_2 степень окисления серы равна -1.

Аллотропные модификации серы

Наиболее устойчивы ромбическая и моноклинная модификации серы. Это кристаллические вещества, которые различаются формой кристаллов и некоторыми физическими свойствами. Ромбическая сера имеет лимонно-желтую окраску, $T_{\text{пл.}} = 112,8^{\circ}\text{C}$. Моноклинная сера окрашена в темно-желтый цвет. $T_{\text{пл.}} = 119,3^{\circ}\text{C}$. Кристаллы моноклинной и ромбической серы построены из молекул S_8 . Рис. 4.

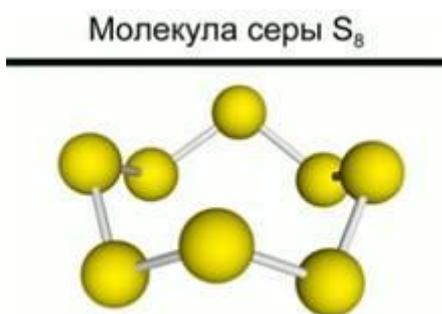


Рис. 4

При быстром охлаждении расплавленной серы образуется еще одна аллотропная модификация серы – это пластическая сера. Рис. 5. Она состоит из длинных молекул S_x (число x равно нескольким тысячам).

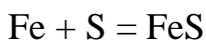
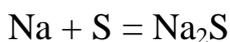


Рис. 5

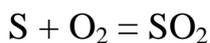
Химические свойства серы

Для серы характерна окислительно-восстановительная двойственность.

1. Сера как типичный неметалл *взаимодействует с металлами*, образуя сульфиды.

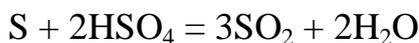


2. *Взаимодействует с неметаллами.*



Сероводород имеет характерный запах, который можно ощутить при разложении белка, например, при протухании яиц. Для сероводорода характерны восстановительные свойства обусловленные наличием S^{2-} . Раствор сероводорода в воде называется сероводородной кислотой, которая относится к слабым кислотам. Образует 2 ряда солей: кислые и средние.

3. *Сера взаимодействует с кислотами*, являющимися сильными окислителями.

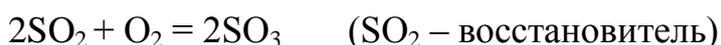


4. *Взаимодействует со щелочами.*

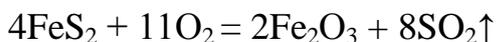


Оксид серы (IV)

При обычных условиях SO_2 – бесцветный газ с удушливым запахом, хорошо растворим в воде. Раствор называется сернистой кислотой, которая является нестабильной. Для SO_2 характерна окислительно-восстановительная двойственность.



В промышленности сернистый газ *получают* при обжиге пирита.



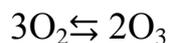
В лаборатории сернистый газ получают действием сильных кислот на сульфиды.



Строение, получение и химические свойства озона

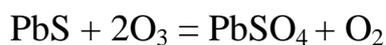
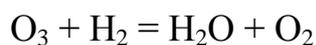
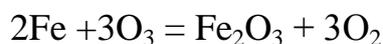
Озон

Озон образуется из кислорода под действием электрического разряда или ультрафиолетового излучения.



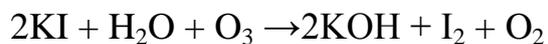
Молекула озона неустойчива и самопроизвольно распадается.

Озон – это очень *сильный окислитель*. Он окисляет как простые так и сложные вещества.



В промышленности озон получают из кислорода или из воздуха в озонаторах под действием электрического разряда.

Чтобы определить озон, используется реакция с иодидом калия.



Озоновый слой.

Озон образует озоновый слой, защищающий нашу планету от жесткого солнечного излучения. Наибольшая концентрация озона в атмосфере наблюдается на высоте около 20 км.

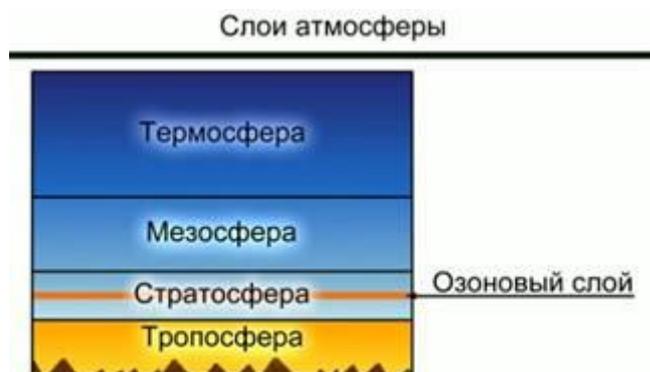


Рис. 2

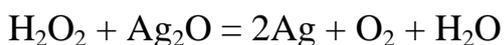
Озон все чаще *используется* при обеззараживании питьевой воды. Этот процесс дороже хлорирования, но при озонировании не образуется токсичных хлоробразующих соединений, которые в небольших количествах присутствуют при хлорировании питьевой воды.

Перекись водорода.

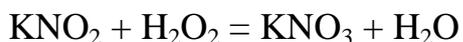
Перекись водорода H_2O_2 – это простейший представитель пероксидов. Это неустойчивое соединение и легко разлагается. В нашем организме есть фермент каталаз, который способствует разложению перекисных соединений. Пероксидная группа –O-O- входит в состав многих соединений, которые называются пероксидами. К ним относятся пероксиды металлов: Na_2O_2 , BaO_2 . Кислоты, содержащие пероксидную группу называются пероксокислотами или надкислотами.

Химические свойства H_2O_2 .

1. Восстановительные свойства.



2. Окислительные свойства.



$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$. Эта реакция используется при реставрации картин. Поскольку применявшаяся ранее краска на основе свинца $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$ (свинцовые белила)

при взаимодействии с сероводородом, в незначительных количествах содержащимся в воздухе, образует черный сульфид свинца PbS . Из-за него картины темнеют.



Осторожной обработкой перекисью водорода, их можно восстановить.

В промышленности пероксид водорода получают окислением *изопропилового* спирта или электролизом *серной* кислоты, в ходе которого образуется надсерная кислота, которая при разложении водой образует пероксид водорода и серную кислоту.

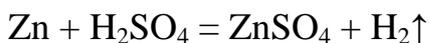
[Получение и химические свойства серной кислоты](#)

Серная кислота

В серной кислоте сера находится в высшей степени окисления S^{+6} .
Бесцветная маслянистая жидкость, неограниченно смешивающаяся с водой.
Эта кислота очень гигроскопичная.

Химические свойства серной кислоты во многом зависят от её концентрации.

Разбавленная серная кислота взаимодействует с **металлами**, при этом выделяется **водород**. Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода, с разбавленной серной кислотой не взаимодействуют.

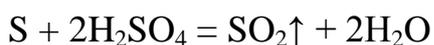


Концентрированная серная кислота является сильным окислителем за счет S^{+6} . Она **окисляет многие металлы**. Продуктами восстановления кислоты обычно являются **SO_2 , H_2S , S** (H_2S и S образуются в реакциях кислоты с активными металлами Mg, Ca, Na, K и др.)

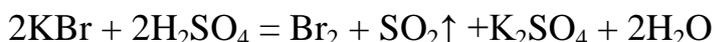


Серная кислота высокой концентрации не взаимодействует с железом в результате *пассивации* металла. Явление пассивации связано с образованием на поверхности металла прочной пленки, состоящей из оксидов или других соединений. Она препятствует контакту металла с кислотой. Благодаря пассивации, можно хранить и перевозить концентрированную серную кислоту в стальной таре. Концентрированная серная кислота пассивирует также алюминий, никель, хром, титан.

Концентрированная серная кислота может окислять и неметаллы.

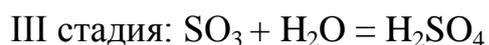
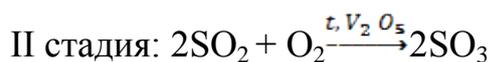


Концентрированная серная кислота может окислять сложные вещества.

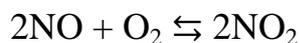


Контактный способ получения серной кислоты.





Нитрозный способ получения серной кислоты



$2\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + \text{NO}$, остальные стадии такие же, как в контактном способе.

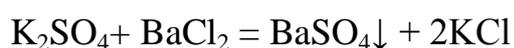
Сульфаты – соли серной кислоты

Сульфаты – это ионные соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся катионы металлов и сульфат-анионы. Обычно это бесцветные кристаллы, но некоторым придают окраску ионы металлов. Медный купорос – это ярко-синие кристаллы, железный купорос – кристаллы зеленого цвета. Рис. 6.



Рис. 6. Сульфаты – соли серной кислоты

Качественная реакция на сульфаты – это реакция с растворимыми солями бария.



[Гексафторид серы, титрование](#)

Гексафторид серы SF_6 – при обычных условиях газ, несмотря на высокую молярную массу. Он в 5 раз тяжелее воздуха.

Гексафторид серы SF_6

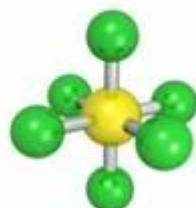


Рис. 7

Молекула в целом химически инертна, т. к. реагенты не могут подойти к атому серы, окруженной атомами фтора. При вдыхании гексафторида серы голос становится низким басом, а не писклявым, как в ситуации с вдыханием гелия. Гексафторид серы SF_6 применяют в системах пожаротушения из-за его химической инертности.

Сероводород. Кислоты серы. Титрование

При образовании химических соединений атомы серы склонны к катенации (с латинского – цепеобразование, сцепление) Например, сероводород $H-(S)_n-H$ – это родоначальник серных кислот, содержащих до 8 атомов серы в цепи. Серосодержащих кислот намного больше, чем вам известно по школьной программе. Явлением катенации обусловлена вулканизация каучука и действие некоторых антиоксидантных систем организма. В серных кислотах может происходить замена атома кислорода на атом серы. Если заменить атом кислорода в серной кислоте, то получается тиосерная кислота $H_2S_2O_3$. Она образует ряд солей, которые называются тиосульфаты. Тиосульфаты используются для количественного определения йода методом титрования.



Рис. 8

Титрование – это метод когда концентрацию, какого либо вещества, в раствор которого добавлен специальный индикатор, определяют медленным добавлением другого вещества с известной концентрацией. Этот метод применяется часто, так как позволяет быстро и точно определять концентрации веществ.

3.Азот

Химический элемент азот расположен во втором периоде 5 группы, главной подгруппы. Электронная конфигурация атома азота – $1s^2 2s^2 2p^3$. На валентном энергетическом уровне атома азота нет вакантных орбиталей. Следовательно, электронная пара 2s-подуровня не может быть распарена. См. Рис. 1. Поэтому азот не может быть 5-ти валентным. Максимальная валентность азота в соединениях равна 4. При этом 3 связи образуются по обменному

механизму, а одна – по донорно-акцепторному. Азот проявляет степени окисления от -3 до +5.



Рис. 1

Примеры веществ с различной степенью окисления см. рис. 2.

Примеры веществ с различной степенью окисления азота	
Степень окисления азота	Примеры веществ
+5	N_2O_5 , HNO_3 , NaNO_3
+4	NO_2 , N_2O_4
+3	N_2O_3 , HNO_2 (азотистая кислота), NaNO_2
+2	NO
+1	N_2O
0	N_2
-1	NH_2OH (гидроксиламин)
-2	N_2H_4 (гидразин)
-3	NH_3 (аммиак), Li_3N (нитрид лития)

Рис. 2

Азот – простое вещество

Для азота нехарактерна аллотропия. Он образует одно простое вещество, N_2 . Это молекулярное вещество, с ковалентной неполярной связью. Связь образована при помощи трёх общих электронных пар, тройная связь – одна сигма и 2 пи-связи. Тройная связь очень прочная. Это обуславливает низкую реакционно способность молекулярного азота.

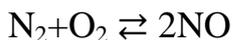
Физические свойства

Азот – это газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде, немного легче воздуха. Азот вступает в реакцию с некоторыми веществами, но условия проведения реакций очень жесткие (высокие температура и давление, использование катализатора). В обычных условиях азот взаимодействует только с литием, образуя нитрид лития.

$6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$, гидролизом которого можно получить аммиак.

$\text{Li}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3\uparrow$ (аммиак)

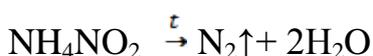
Под действием электрического разряда азот способен окисляться



Получение азота

В промышленности азот получают перегонкой жидкого воздуха. Так как жидкий азот имеет $t_{\text{кип.}} = -196^\circ\text{C}$, то его используют в качестве охлаждающего средства для различных целей.

В лаборатории азот получают из нитрита аммония.



Азот применяется для создания инертной атмосферы в некоторых реакциях.

Получение и свойства аммиака

В молекуле аммиака атом азота находится в sp^3 -гибридизации. При помощи гибридных орбиталей образуется связь с атомами водорода. См. рис.

3. Четвертая гибридная орбиталь занята неподеленной парой. Поскольку понятие пространственной конфигурации молекул учитывает распределение атомов в пространстве и не учитывает распределение неподелённых электронных пар, то пространственная конфигурация молекулы азота – это тригональная пирамида с валентным углом 107° . Он отличается от тетраэдрического угла 109° . Это происходит вследствие отталкивания электронов, связывающих электронные пары, от неподеленной электронной пары атома азота.



Рис. 3

Физические свойства

Аммиак – это бесцветный газ, обладающий резким запахом. Он легче воздуха и очень хорошо растворим в воде. В одном объеме воды может раствориться до 700 объемов аммиака. Разбавленный водный раствор аммиака с концентрацией от 3% до 10% называется нашатырным спиртом. Не путайте с нашатырем. Нашатырь – это хлорид аммония NH_4Cl . Концентрированный раствор аммиака с концентрацией от 18% до 20% называют аммиачной водой. Аммиак можно применять в качестве хладагента в холодильных установках.

Получение аммиака

В промышленности аммиак получают из азота и водорода. (Синтез Габера – Боша)



Сырьем является азот, полученный перегонкой жидкого воздуха и водород, который получают разложением природного газа.

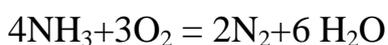
В лаборатории аммиак получают из солей аммония.

$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaNO}_3$. Эта реакция является **качественной** на ион аммония. Её признак – это появление запаха аммиака.

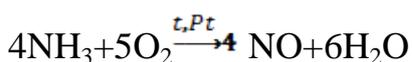
Химические свойства аммиака

Аммиак обладает только восстановительными свойствами, т. к. азот находится в своей низшей степени окисления -3.

1. Горение аммиака



2. Каталитическое окисление аммиака

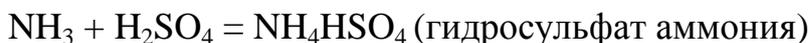
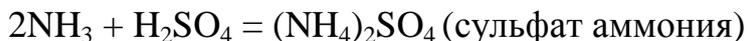


3. Восстановление металлов из их оксидов



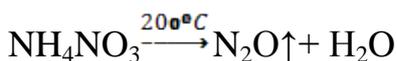
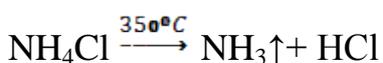
4. Проявляет основные свойства. Водные растворы аммиака имеют щелочную реакцию. Взаимодействует с кислотами.

Поскольку в молекуле аммиака есть неподелённая электронная пара, он может образовывать связь по донорно-акцепторному механизму. Благодаря этому аммиак способен реагировать с кислотами, образуя соли аммония.



Соли аммония

Особенность солей аммония в том, что они легко разлагаются при нагревании.



Получение и химические свойства азотной кислоты

В азотной кислоте степень окисления азота равна N^{+5} - . HN^{+5}O_3

При обычных условиях азотная кислота – это бесцветная жидкость, в полтора раза тяжелее воды. Это сильная одноосновная кислота, которая проявляет типичные для кислот свойства.

Окислительные свойства азотной кислоты

Азотная кислота является очень сильным окислителем за счет азота N^{+5} .

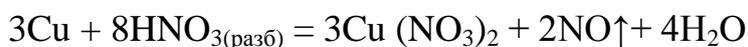
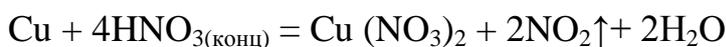
1. При взаимодействии азотной кислоты **с металлами** образуется нитрат металла, продукт восстановления азота и вода. В качестве продуктов восстановления могут быть оксиды азота (N_2O , NO , NO_2), азот N_2 , нитрат аммония NH_4NO_3 . Глубина восстановления азота в таких реакциях зависит от концентрации кислоты, от активности металла, от температуры. Понижение температуры способствует более глубокому восстановлению азота. Водород в реакциях кислоты с металлами не выделяется потому, что азотная кислота проявляет свои окислительные свойства не за счет H^+ , а за счет N^{+5} .

С азотной кислотой любой концентрации не реагируют благородные металлы, а с концентрированной ($\omega = 60\%$) не реагируют алюминий, хром и железо из-за пассивации.

Схема взаимодействия азотной кислоты с металлами. См. Рис. 4.

Металлы	Li – Mg Активные металлы	Be – Pb Металлы средней активности	Cu – Ag Малоактивные металлы	Pt, Au Благородные металлы
Концентрированная HNO ₃	N ₂ O	NO	NO ₂	не реагирует
Разбавленная HNO ₃	NH ₄ NO ₃ (параллельно реагирует с H ₂ O)	N ₂ , N ₂ O	NO	не реагирует

Рис. 4



2. Азотная кислота взаимодействует с **неметаллами**, способными проявлять восстановительные свойства.

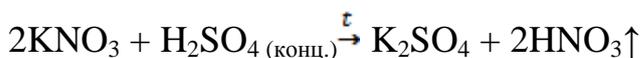


При долгом хранении, на свету или при нагревании азотная кислота может разлагаться.



Получение азотной кислоты

В лаборатории азотную кислоту получают нагреванием кристаллических нитратов калия или натрия с концентрированной серной кислотой.



Промышленное получение азотной кислоты.

Сырьем для получения азотной кислоты является азот.

I стадия: $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + \text{Q}$ ($t = 500^\circ\text{C}$, $P = 1000$ атм, катализатор Fe).



Азотная кислота является одной из важнейших неорганических кислот, её используют для получения удобрений, при нитровании органических соединений. Продуктами нитрования может быть нитробензол. Продуктом восстановления нитробензола является анилин, из которого получают красители. При нитровании органических соединений получают тринитрофенол, тринитротолуол или тринитроглицерин. Это взрывчатые вещества.

Нитраты

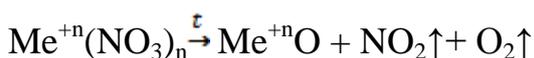
Нитраты – это соли азотной кислоты. Они обладают ионным типом кристаллической решетки. Это твердые кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде, температура плавления у нитратов сравнительно низкая. Они могут быть окрашены, но только за счет катионов соответствующего металла. Важной особенностью химических свойств нитратов является их способность разлагаться при нагревании.

Разложение нитратов

- Нитраты щелочных и щелочноземельных металлов (кроме Li) разлагаются по схеме:



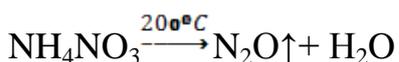
- Нитраты металлов, расположенных в ряду напряжений от Mg до Cu, и нитрат Li разлагаются по схеме:



- Нитраты металлов, расположенных в ряду напряжений правее Cu, разлагаются по схеме:

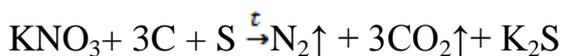


- Разложение нитрата аммония



Горение черного пороха

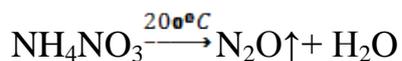
При обычных условиях нитратный анион в нитратах, в отличие от азотной кислоты, не обладает ярко-выраженными окислительными свойствами. Но при нагревании или в расплавленном состоянии он их способен проявлять.



Закись азота, царская водка

Закись азота – веселящий газ

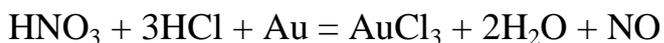
Веселящим газом называется закись азота N_2O .



Исследованием этого вещества ученые занимаются давно. Его получают при разложении нитрата аммония. Разложение начинается при 170°C и сопровождается выделением тепла, чтобы не дать протекать ему слишком бурно, следует вовремя прекратить нагревание, т. к. при температурах более 300°C нитрат аммония разлагается со взрывом. При вдыхании N_2O сначала наблюдается беспричинная веселость, и поэтому его назвали «веселящий газ», затем пропадает болевая чувствительность, а при вдыхании очень больших объемов начинаются галлюцинации. Закись азота в небольших количествах стали использовать в качестве обезболивающего. Он не оказывает вредного влияния на организм.

Царская водка

Смесь 3-х объемов концентрированной соляной кислоты и 1-го объема концентрированной азотной кислоты называется **царской водкой**. Она обладает окислительными свойствами ещё более сильными, чем концентрированная азотная кислота. Такая смесь способна растворять платину и «короля металлов» – золото.



Итого лекции.

На данной лекции была рассмотрена тема «**Водород. Галогены**». Вы познакомились с важной группой химических веществ – неметаллами. Подробно рассмотрели водород и познакомились со способами его получения. Узнали вещества галогеновой группы. Вы узнали, где расположены эти вещества в периодической таблице, какими особенностями они обладают, их молекулярное строение и химические свойства: с какими веществами и как они взаимодействуют. На лекции вы познакомились с темой «**Кислород. Сера**». При её изучении были рассмотрены соединения кислорода и серы, свойства наиболее важных соединений этих двух элементов. Вы узнали о химических свойствах и методах получения

кислорода, затем озона и перекиси водорода. Были изучены соединения серы. Подробно исследован гексафторид серы, его свойства, применение. Были изучены явление катенации, метод определения количества йода в растворе и метод титрования. На лекции вы познакомились с темой «Азот». Получили представление об азоте как простом веществе, аммиаке, азотной кислоте и нитратах. Были рассмотрены химические и физические свойства этих веществ, строение их молекул, реакции с другими веществами. Перечислены способы получения этих веществ лабораторным и промышленным путем, их применение в различных отраслях. Рассмотрели свойства и применение закиси азота и царской водки (соединение из трех частей соляной кислоты и одной части азотной).

Вопросы для самоконтроля:

1. Какими кристаллическим строением и свойствами будут обладать летучие водородные соединения неметаллов?
2. Сравните ряд электроотрицательности неметаллов с электрохимическим рядом напряжений металлов.
3. Назовите области применения серы и её соединений.
4. Сравните свойства кислорода и озона.
5. Как отличить оксид азота (I) от кислорода?
6. Как разделить оксид азота (II) от оксида азота (IV)?

Литература:

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил.
3. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneturok.ru ([Источник](#)).

2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. Химик.ру ([Источник](#)).

Лекция № 9

Тема: Неметаллы. Характеристика фосфора, углерода, кремния. Физические и химические свойства. Получение и применение.

План

1. Фосфор.
2. Углерод.
3. Кремний.

1. Фосфор

Химический элемент фосфор расположен в третьем периоде 5 группы, главной подгруппы. Электронная конфигурация атома фосфора – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. В отличие от азота, на валентном слое атома фосфора есть 3d-орбиталь. Рис. 1. В результате чего один из 3s-электронов может переходить на вакантную 3d-орбиталь. В таком случае у фосфора будет 5 неспаренных электронов, и тогда он может становиться пентавалентным. В своих соединениях фосфор проявляет несколько степеней окисления от -3 до +5. Рис. 2.



Рис. 1.

Фосфор – простое вещество

Фосфор может существовать в нескольких аллотропных модификациях: белый фосфор, красный, черный и металлический фосфор. В обычных условиях существуют первые три, а при сверхвысоких давлениях существует и металлический фосфор. Все эти аллотропные модификации различаются по цвету, плотности и другим характеристикам.

Степень окисления фосфора	Примеры веществ
+5	P_2O_5 , H_3PO_4 , $H_4P_2O_7$, HPO_3
+3	P_2O_3 , H_3PO_3 (фосфористая кислота)
+1	H_3PO_2 (фосфорноватистая кислота), NaH_2PO_2 (гипофосфит натрия)
0	P_4 , $P_{\text{красн.}}$
-3	PH_3 (фосфин), Zn_3P_2 (фосфид цинка)

Рис. 2.

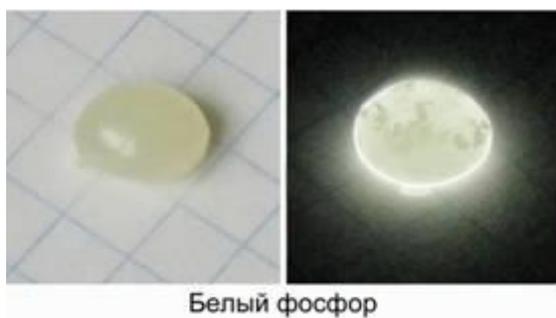
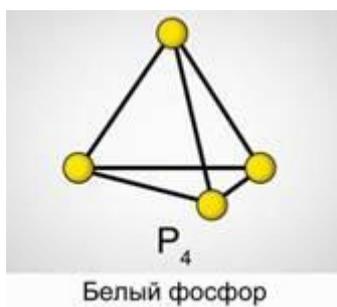


Рис. 3.

Белый фосфор состоит из тетраэдрических молекул P_4 . Рис. 3. Связь – ковалентная неполярная, одинарная. Но так как это напряженная структура, эти связи легко разрываются. Этим объясняется высокая химическая активность белого фосфора, а также его склонность при нагревании или хранении переходить в более стабильные полимерные модификации. При обычных условиях – это твердое вещество, легкоплавкое и летучее. Нерастворим в воде. Белый фосфор хранят под слоем воды. Но он хорошо растворим в неполярных органических растворителях: сероуглерод, бензол и др. Белый фосфор окисляется кислородом. Выделяющаяся при этом энергия выделяется не в форме тепла, а виде света, за счёт чего белый фосфор и способен светиться. Рис. 4. Светится он только на поверхности и при окислении кислородом, т. е. фосфор, находящийся под слоем воды, светиться

не будет. Белый фосфор – это очень ядовитое вещество. Летальная дозировка белого фосфора для взрослого человека – это 0,05–0,01 г. Большинство боевых отравляющих веществ, таких как зарин, зоман – это соединения фосфора.

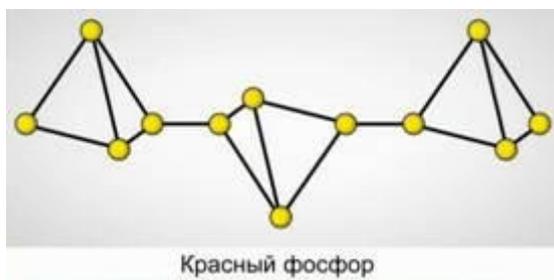


Рис. 4.

Красный фосфор (Рис. 4) образован полимерными молекулами различной длины. Молекулы состоят из пирамидально связанных атомов фосфора. При обычных условиях – это твердое аморфное вещество красного цвета, способное возгоняться при нагревании. При конденсации паров красного фосфора, образуется белый фосфор. Красный фосфор нерастворим в подавляющем большинстве растворителей.

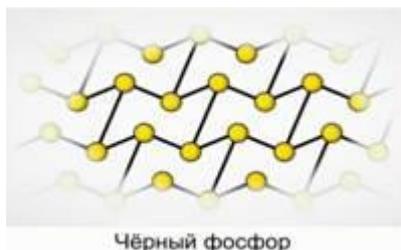


Рис. 5.

Чёрный фосфор (Рис. 5) – это вещество немолекулярного строения. Его кристаллическая решетка – атомно слоистая с характерным для фосфора пирамидальным расположением связей. Это твердое вещество, напоминающее графит, с высокой температурой плавления. Он способен проводить электрический ток.

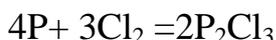
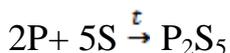
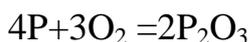
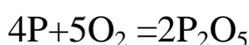
Химические свойства фосфора и его водородного соединения

Химические свойства фосфора

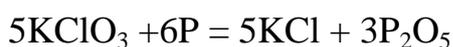
1. Взаимодействие с металлами



2. Взаимодействие с неметаллами



3. Фосфор – восстановитель



Получение фосфора

Сырьем для получения фосфора являются фосфориты или апатиты.

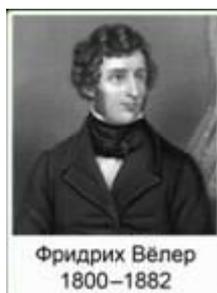
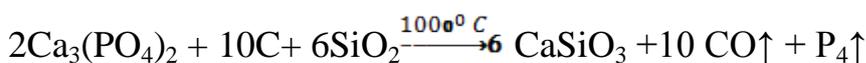


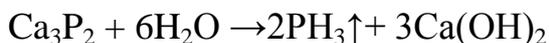
Рис. 6.

Этот метод предложил в 1829 году немецкий химик Фридрих Вёлер (Рис. 6), и он до сих пор используется в промышленности. Основная область

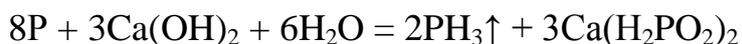
использования фосфора – это производство спичек. Он также применяется в металлургии и при получении фосфорорганических соединений. С помощью фосфора можно получать некоторые полупроводниковые материалы.

Водородное соединение фосфора – фосфин

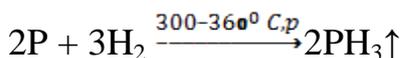
Его можно получить действием воды или кислот на фосфиды.



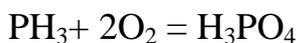
Его можно получить при взаимодействии белого фосфора с горячей щелочью.



Возможен синтез из простых веществ, который проводится при высоких температурах и давлении.



Химические свойства фосфина



Фосфин проявляет сильные восстановительные свойства. Продуктами восстановления фосфора является фосфорноватистая кислота H_3PO_2 .



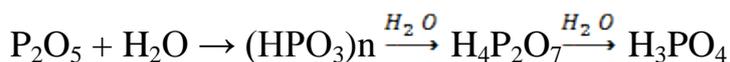
Могут образовываться соли фосфония, аналогично солям аммония. Но эти соли очень неустойчивы.



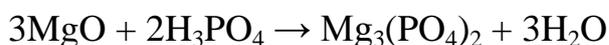
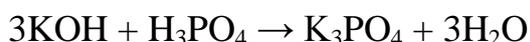
Фосфорная кислота и её соли

Кислоты фосфора

Пентаоксид фосфора образует сначала метафосфорную кислоту, затем дифосфорную кислоту, и лишь затем – ортофосфорную кислоту.



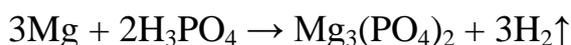
Ортофосфорная кислота – это слабая трехосновная кислота, которая проявляет общие [свойства кислот](#).



Фосфорная кислота способна образовывать **три типа солей**:

- Фосфаты Na_3PO_4 ; $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$; AlPO_4
- Гидроортофосфаты Na_2HPO_4 ; MgHPO_4 ; $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$
- Дигидроортофосфаты NaH_2PO_4 ; $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

Окислительные свойства ортофосфорной кислоты проявляются только за счет ионов водорода.



Но многие реакции с металлами тормозятся из-за образования нерастворимых фосфатов.

Фосфаты – это вещества с ионным типом кристаллической решетки, твердые кристаллические вещества. Растворимыми являются только фосфаты щелочных металлов и аммония. Гидроортофосфаты и дигидроортофосфаты намного лучше растворимы в воде. Для фосфатов, в отличие от нитратов, не характерны окислительные свойства.

Качественная реакция на ион PO_4^{3-}



[Познавательное о фосфоре](#)

История открытия фосфора

Древние фолианты сохранили для нас отдельные эпизоды из жизни отставного солдата и гамбургского купца. Звали его **Хенниг Бранд**. Его купеческие дела шли не блестяще, и именно по этой причине он стремился выбраться из нищеты. Она его ужасно угнетала. И Бранд решил попытать счастья в алхимии. Тем более, что в XVII в., в отличие от нашего XX в.,

считалось вполне возможным найти «философский камень», который способен превращать неблагородные металлы в золото. Бранд провел уже множество опытов с различными веществами, но ничего дельного у него не получалось. Однажды он решил провести химический эксперимент с мочой. Выпарил ее почти досуха и оставшийся светло-желтый осадок смешал с углем и песком, нагревая в реторте без доступа воздуха. В результате Бранд получил новое вещество, которое обладало удивительным свойством – **светиться в темноте** (Рис. 7).



Рис. 7.

Так в 1669 г. был открыт фосфор, играющий исключительно важную роль в живой природе: в растительном мире, в организме животных и человека. Счастливый ученый не замедлил воспользоваться необычным свойством нового вещества и стал демонстрировать светящийся фосфор знатным особам за довольно высокое вознаграждение. Все, что соприкасалось с фосфором, приобретало способность светиться. Достаточно было помазать фосфором пальцы, волосы или предметы, и они вспыхивали таинственным голубовато-белым светом. Религиозно и мистически настроенные богатые люди того времени диву давались, смотря на различные манипуляции Бранда с этим «божественным» веществом. Он ловко использовал огромный интерес ученых и широкой публики к фосфору и стал продавать его по цене, превосходившей даже стоимость золота. Х. Бранд производил фосфор в больших количествах и держал способ его получения в строжайшей тайне. Никто из других алхимиков не мог проникнуть в его лабораторию, и поэтому многие из них стали лихорадочно ставить различные опыты, стремясь раскрыть секрет изготовления фосфора. Известный немецкий химик И. Кункель (1630–1703) посоветовал своему другу-коллеге И. Крафту уговорить Х. Бранда продать секрет получения фосфора. И. Крафту удалось склонить первооткрывателя на эту сделку за 100 талеров, однако новый владелец секрета получения «вечного огня» оказался корыстным человеком и, не

сказав своему другу И. Кункелю ни одного слова о приобретении рецепта, стал наживать огромные суммы денег на демонстрациях фосфора публике.

Вскоре рецепт изготовления «холодного огня» стал известен И. Кункелю и К. Кирхмейеру, а в 1680 г. секрет получения фосфора был открыт в Англии знаменитым химиком **Р. Бойлем**.

После смерти Р. Бойля его ученик немец А. Ганквиц, улучшив методику получения фосфора, наладил его производство и даже попытался изготовить первые спички. Он снабжал фосфором научные учреждения Европы и отдельных лиц, желающих приобрести его. Для расширения торговых связей А. Ганквиц посетил Голландию, Францию, Италию и Германию, заключая новые договора на продажу фосфора. В Лондоне им была основана фармацевтическая фирма, получившая широкую известность. Любопытно, что А. Ганквиц, несмотря на свою длительную работу с фосфором и весьма опасные опыты с ним, дожил до восьмидесятилетнего возраста. Он пережил трех своих сыновей и всех тех, кто принимал участие в работах, относящихся к ранней истории фосфора. Цена на фосфор со времени открытия его И. Кункелем и Р. Бойлем стала быстро падать, и в конце концов наследники первооткрывателей стали знакомить с секретом получения фосфора всего за 10 талеров.

Соединения фосфора в организме человека, апатит и его названия

Соединения фосфора играют важную роль в нашем организме. Он входит в состав нуклеотидов – нуклеиновых кислот, входит в состав костей и эмали зубов. Всего в организме человека содержится около 500 г фосфора. Если бы весь фосфор из организма человека был в виде белого фосфора, им могло бы отравиться около 5 тыс. человек.

Апатит может иметь любую окраску. Он был назван в честь греческой богини обмана – Апаты.

Откуда пошло выражение «Гори оно всё синим пламенем»

Синий газовый огонь, который мы сейчас используем для приготовления пищи, нашим далеким предкам не был известен, увидеть они его могли только ночью на болотах или на кладбищах. При гниении органических веществ без доступа воздуха выделяется метан, а в качестве небольших примесей к нему – фосфин, который может самопроизвольно возгораться на воздухе, из-за чего он поджигает остальной газ. Днем рассмотреть горящий метан практически невозможно, а ночью болотные огоньки хорошо заметны.

Поверье связывало такие огоньки с неприкаянными душами. Якобы это души грешников, мучения которых начались еще до страшного суда. Сейчас, когда человек говорит «Гори оно всё синим пламенем», он отчаялся в хорошем исходе дела и махнул на все рукой.

2. Углерод

Углерод в своих соединениях проявляет валентность II и IV. Двухвалентный углерод находится в своей основной электронной конфигурации, а IV-валентный находится в возбужденной конфигурации. При переходе в возбужденное состояние электрон с 2s-орбитали занимает вакантное место на 2p-орбитали. При образовании химической связи происходит гибридизация электронных облаков. Углерод может проявлять степени окисления от -4 до +4. К неорганическим соединениям углерода относятся его оксиды, угольная кислота, её соли – карбонаты и гидрокарбонаты и карбиды.

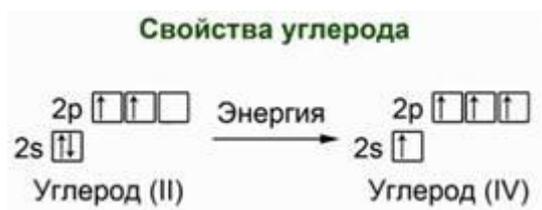


Рис. 1

В неорганических соединениях углерод проявляет степень окисления +4, +2, и несколько отрицательных степеней окисления в карбидах. Одной из особенностей атомов углерода является его способность образовывать цепочки неограниченной длины. Из-за этого и существует огромное число органических соединений.

Аллотропия углерода

Для углерода простого вещества характерна [аллотропия](#). Вопрос об аллотропии углерода очень спорный, потому что открываются все новые и новые аллотропные модификации углерода. Уголь и сажа аллотропной модификацией углерода сейчас уже не считаются, так как они не имеют четкой молекулярной структуры. Подробно рассмотрим графит и алмаз. Рис. 2-5. Эти вещества отличаются друг от друга не только по внешнему виду, но и по своим свойствам. Причиной отличия алмаза от графита является различие в кристаллических решетках этих веществ.



Алмаз

Рис. 2

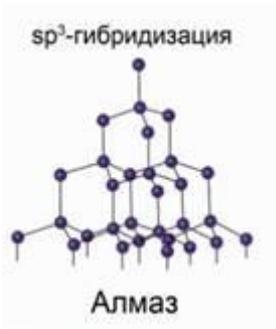


Рис. 3

В кристалле **алмаза** каждый атом углерода находится в sp^3 -гибридизации и образует 4 равноценные «сигма» σ -связи с атомами углерода. Эти связи направлены к вершинам тетраэдра. Симметричность и прочность С-С связи в кристалле алмаза обуславливает его исключительную прочность и отсутствие электронной проводимости.



Рис. 4



Графит

Рис. 5

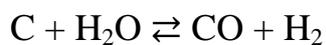
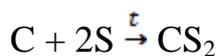
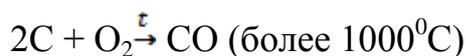
В кристалле **графита** каждый атом углерода находится в sp^2 -гибридизации и образует 3 равноценные σ -связи с соседними атомами углерода в одной плоскости под углом 120° . В этой плоскости образуется слой, состоящий из шестичленных колец. Кроме того каждый атом углерода имеет один неспаренный электрон, находящийся на не гибридованной p -орбитали, перпендикулярной плоскости слоя. Эти электроны образуют общую систему π -связей. Связь между слоями осуществляется за счет относительно слабых межмолекулярных сил. И эти связи между слоями гораздо менее прочны, чем связи между атомами внутри слоя. Это обуславливает способность графита легко расслаиваться, его мягкость, металлический блеск, электропроводность и большую по сравнению с алмазом химическую активность.

Можно осуществлять переходы между различными аллотропными модификациями углерода. Графит при температуре около 2000°C и огромном давлении до 50 тыс. атм. под действием никелевого катализатора может частично переходить в алмаз. Такие алмазы пригодны только для технических целей, так как они очень мелкие и содержат большое количество примесей и дефектов.

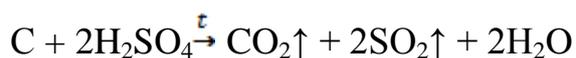
Химические свойства углерода как простого вещества

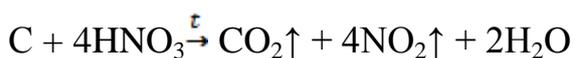
Реакционно-способными модификациями углерода являются уголь и сажа. Для углерода характерна окислительно-восстановительная двойственность.

Углерод – восстановитель

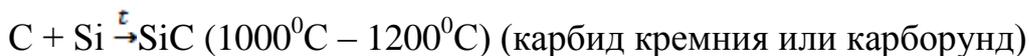


При нагревании углерод реагирует с концентрированными серной и азотной кислотами.



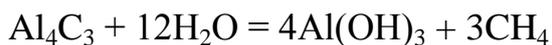
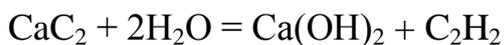


Углерод – окислитель



Образование карбидов

При высокой температуре уголь взаимодействует с металлами, образуя карбиды.



Оксид углерода (II)

Это вещество молекулярного строения. Связь ковалентная полярная – тройная. Две общие электронные пары образованы по обменному механизму, а третья – по донорно-акцепторному. Молекулы CO содержат активную неподеленную электронную пару. Рис. 6. Она может выступать как донор этой электронной пары. Поэтому оксид углерода (II) может активно взаимодействовать с металлами.

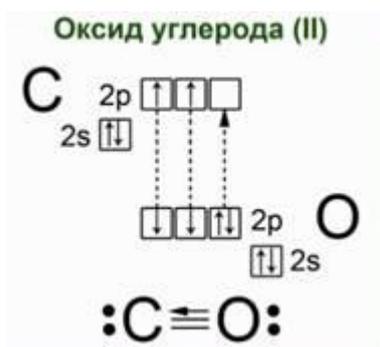


Рис. 6



Карбонилы металлов – это комплексные неорганические соединения.

Например, при нагревании карбонилы легко разлагаются, и таким образом

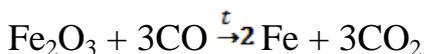
можно получать высокочистые металлы. Они интересны и своими химическими свойствами.

При обычных условиях **оксид углерода (II)** – это газ, без цвета и запаха, плохо растворим в воде. Угарный газ очень ядовит. Размер молекулы CO близок размером к молекуле кислорода, поэтому он может взаимодействовать с гемоглобином, давая карбоксигемоглобин. И такой комплекс уже не может переносить кислород, и значит, нарушается транспорт кислорода в крови.

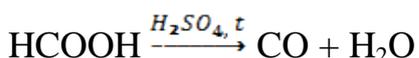
Оксид углерода (II) – это **несолеобразующий оксид**. При обычных условиях он не взаимодействует ни с [кислотами](#), ни с [основаниями](#). Но при нагревании и под давлением может реагировать **со щелочью**.



Угарный газ обладает ярко выраженными восстановительными свойствами. Восстановительные свойства выражены даже сильнее, чем у водорода. При нагревании он способен восстанавливать металлы из их оксидов. На этом основана выплавка чугуна из железных руд в домнах.



Получение в лаборатории



Угольная кислота и её соли

Углекислый газ и угольная кислота

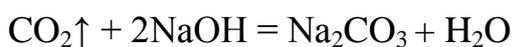
Углекислый газ $\text{CO}_2\uparrow$ – это вещество молекулярного строения. При обычных условиях – это газ без цвета и запаха, значительно тяжелее воздуха, плохо растворим в воде. При $t=-78^\circ\text{C}$ твердый углекислый газ сублимируется. На этом основано его использование в качестве удобного хладагента. Его называют «сухой лёд».

Химические свойства оксида углерода (IV)

Углекислый газ $\text{CO}_2\uparrow$ – это [кислотный оксид](#). Но только небольшая его часть, менее 1%, взаимодействует с водой с образованием угольной кислоты.



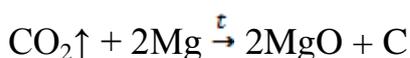
Оксид углерода (IV) взаимодействует со щелочами с образованием карбонатов или гидрокарбонатов.



Взаимодействует с основными оксидами с образованием солей.



Для CO_2 нехарактерны окислительные свойства. Один из немногих случаев, когда он проявляет окислительные свойства, – когда горящий магний продолжает гореть в углекислом газе



Качественная реакция на углекислый газ – это помутнение известковой воды, вследствие образования нерастворимых карбонатов.

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2\uparrow = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, но при пропускании избытка углекислого газа, карбонат переходит в растворимый гидрокарбонат, и осадок исчезает.



Получение $\text{CO}_2\uparrow$ в лаборатории

На мел или мрамор действуют сильными кислотами.



Соли угольной кислоты – карбонаты и гидрокарбонаты

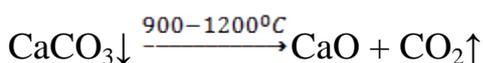
Соли угольной кислоты – карбонаты и гидрокарбонаты – вещества ионного строения, белого цвета, если ион металла не окрашен. Растворимые карбонаты подвергаются в водных растворах гидролизу по аниону с образованием щелочной среды.



В быту при приготовлении теста часто проводится реакция гашения соды:



Карбонаты разлагаются при нагревании



Различные карбонаты встречаются в природе и имеют тривиальные названия. См. рис. 7. Многие карбонаты имеют важное практическое значение.

Карбонаты	
Na_2CO_3	– сода кальцинированная
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	– сода кристаллическая
K_2CO_3	– поташ
MgCO_3	– магнезит
CaCO_3	– известняк, мел, мрамор
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	– малахит

Рис. 7

Применение солей угольной кислоты

Кальцинированную соду применяют при производстве стекла, мыла, моющих средств, красителей, для обработки руд при получении некоторых металлов.

Питьевая сода широко используется в пищевой промышленности, медицине, быту. *Питьевая сода входит* в состав препаратов для огнетушителей.

Поташ применяют в производстве стекла, мыла, в фотографии.

Карбонат кальция является основным компонентом природных материалов: известняка, мела и мрамора. Эти вещества используются в строительстве. Известняк вносят в почву для снижения её кислотности и улучшения структуры.

3. Кремний

Кремний – один из самых распространённых химических элементов земной коры. Его содержание составляет почти 30%. В природе он в основном встречается в виде различных форм диоксида кремния, силикатов и алюмосиликатов.

Почти во всех своих соединениях кремний четырехвалентен. При этом атомы кремния находятся в возбужденном состоянии.



Рис. 1

Для перехода в такое состояние один из 3s-электронов занимает вакантное место на 3p-орбитали. При этом вместо 2-х неспаренных электронов в основном состоянии, у атома кремния в возбуждённом состоянии будет 4 неспаренных электрона. Он сможет образовывать 4 [ковалентные связи](#) по обменному механизму.



Рис. 2



Рис. 3

Атомы кремния не склонны к образованию кратных связей, но образуют соединения с одинарными связями -Si-O-. Кремнию, в отличие от углерода, несвойственна аллотропия.

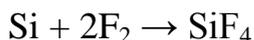
Одной из **аллотропных модификаций является кристаллический кремний**, в котором каждый атом кремния находится в sp^3 -гибридизации. Рис. 2, 3. Кристаллический кремний – это твердое, тугоплавкое и прочное кристаллическое вещество темно-серого цвета с металлическим блеском. При обычных условиях – полупроводник. Иногда в качестве еще одной

аллотропной модификации кремния выделяют аморфный кремний. Это темно-коричневый порошок, химически более активный, чем кристаллический кремний. Является ли он аллотропной модификацией – вопрос спорный.

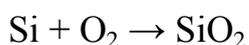
Химические свойства кремния как простого вещества

Химические свойства кремния

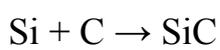
1. Взаимодействие с галогенами



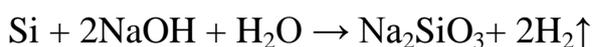
2. При нагревании кремний сгорает в кислороде, образуется оксид кремния (IV).



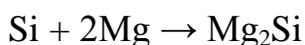
3. При высоких температурах кремний взаимодействует с азотом или углеродом.



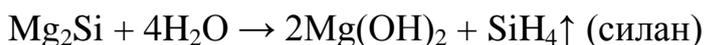
4. С водными растворами кислот кремний не реагирует. Но растворяется в щелочах.



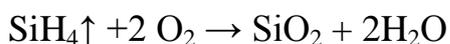
5. При сплавлении кремния с металлами, образуются силициды.



6. Кремний непосредственно с водородом не взаимодействует, но водородные соединения кремния можно получить при взаимодействии силицидов с водой.

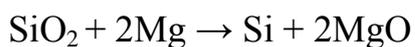


Силаны по строению подобны алканам, но значительно реакционно способны. Самый стабильный моносилан воспламеняется на воздухе.



Получение кремния

Кремний получают восстановлением из оксида кремния (IV)



Одна из задач – это получение высокочистого кремния. Для этого технический кремний переводят в тетрахлорид кремния. Получившийся тетрахлорид восстанавливают до силана, а силан разлагается при нагревании на кремний и водород.

Оксиды кремния

Кремний способен образовывать два оксида: SiO_2 – оксид кремния (IV) и SiO – оксид кремния (II).

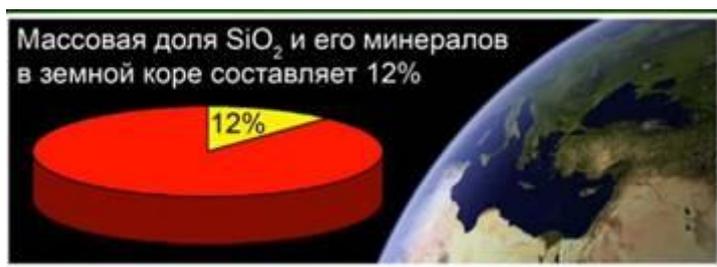
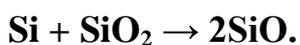


Рис. 4

SiO – оксид кремния (II) – это аморфное темно-коричневое вещество, которое образуется при взаимодействии кремния с оксидом кремния (IV)



Несмотря на стабильность, это вещество почти не используется.

SiO_2 - оксид кремния (IV)



Рис. 5



Рис. 6

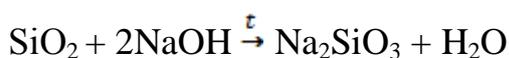
На долю этого вещества приходится 12% земной коры. Рис. 4. Он представлен такими минералами, как горный хрусталь, кварц, аметист, цитрин, яшма, халцедон. Рис. 5.

SiO_2 – оксид кремния (IV) – вещество немолекулярного строения.

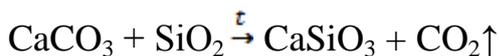
Его кристаллическая решетка – атомная. Рис. 6. Кристаллы SiO_2 имеют форму тетраэдра, которые связаны между собой атомами кислорода. Более правильной была бы формула молекулы $(\text{SiO}_2)_n$. Так как SiO_2 образует вещество атомного строения, а CO_2 – молекулярного строения, то очевидна разница в их свойствах. CO_2 – это газ, а SiO_2 – твердое прозрачное кристаллическое вещество, нерастворимое в воде и тугоплавкое.

Химические свойства SiO_2

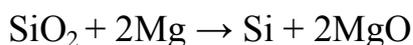
1. Оксид кремния (IV) SiO_2 – это кислотный оксид. Он не реагирует с водой. Кремниевую кислоту нельзя получить гидратацией SiO_2 . Её соли – силикаты – можно получить при взаимодействии SiO_2 с горячими растворами щелочей.



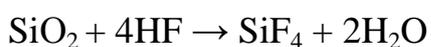
2. Реагирует с карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов.



3. Взаимодействует с металлами.



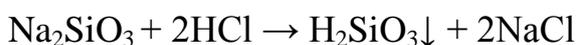
4. Реакция с плавиковой кислотой.



[Химические свойства кремниевой кислоты и применение её солей](#)

Химические свойства кремниевой кислоты и силикатов

Получение кремниевой кислоты



Кремниевая кислота осаждается в виде полимерного соединения. Формулы для кремниевой кислоты –

H_2SiO_3 (мета форма) и H_4SiO_4 (орто форма) – отражают соотношение элементов, но не истинный состав. Условно на плоскости состав кремниевой кислоты изображается как Рис. 7.



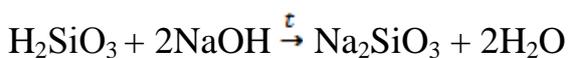
Рис. 7

Для кремниевой кислоты всегда используется формула H_2SiO_3 .

1. H_2SiO_3 при нагревании разлагается



2. Взаимодействует с растворами щелочей



Соли кремниевой кислоты – **силикаты** – относятся к ионным соединениям. Это твердые бесцветные вещества. В воде растворимы только силикаты щелочных металлов, кроме лития.

1. Растворимые силикаты подвергаются гидролизу по аниону



2. Растворимые силикаты взаимодействуют с сильными кислотами

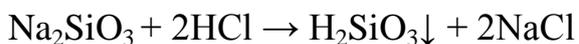


Рис. 8

Полиорганосилоксаны (силиконы)

Полиорганосилоксаны (силиконы) – это кислородсодержащие высокомолекулярные кремнийорганические соединения.



R – органическая группа (метильная, этильная или фенильная). В основе строения силоксанов лежит цепочка из чередующихся атомов кремния и кислорода. Рис.8. Варьируя длину цепочки и органические группы, можно получить силиконы с различными свойствами. Изменяя условия полимеризации, можно получать молекулы разной длины.



Силиконовое масло

Рис. 9



Герметик на основе силиконового каучука

Рис. 10

Полимеры с короткой цепочкой – это жидкости, более длинные – ценные смазочные материалы. Рис. 9, которые сохраняют свои свойства в огромном интервале температур от

– 100⁰С до + 300⁰С. Более длинные молекулы образуют каучуки, которые не теряют своей эластичности при низких температурах. Обладают высокой стойкостью к истиранию, химически инертны. Рис. 10. Это обуславливает различные варианты их применения. Они могут использоваться для создания аппаратов искусственного сердца или почки, а могут применяться как подошвы для ботинок. Силоксановые полимеры используются в медицине для создания различных имплантов мягких тканей, поскольку такие полимеры химически инертны и не отторгаются организмом. Они не смачиваются водой. Это используется в кремах. При нанесении такого крема на руки, он заменят собой резиновые перчатки.

Занимательные опыты с силикатным клеем

Неорганический сад

В прозрачный стакан, заполненный силикатом натрия, опускаем кристаллы окрашенных солей, например, медного купороса. Через некоторое время можно увидеть, что из кристаллов образовались тонкие полые трубки, которые состоят из нерастворимых силикатов. Рис. 11.



Рис. 11

Получение «дурацкой» замазки

Смешиваются равные объёмы силиката натрия и медицинского спирта. Выпавший осадок отфильтровывается и отжимается, чтобы не капал спирт. Это и есть замазка. Рис. 12. Она названа так, потому что планировалось использовать ее как замазку для окон. Но оказалось, что она обладает такими свойствами, что использовать ее по назначению не получилось. Если скатать шарик и бросить на пол, то он отскочит, как каучуковый мячик. Если положить на стол, то растечется, как жидкость. Если ударить твердым предметом, то разлетится, как твёрдое тело. Через некоторое время, когда высохнет спирт, эта замазка просто рассыплется.



Рис. 12

Итоги лекции.

На лекции была изучена тема «Фосфор». Рассматривался атом фосфора и его характерные степени окисления, аллотропные модификации фосфора и их свойства, фосфины, фосфорная кислота и ее соли – фосфаты. На лекции была рассмотрена тема «Углерод». При изучении этой темы вы узнали

электронное строение атома углерода и характерные степени окисления, аллотропные модификации углерода и их свойства, угольную кислоту и ее соли – карбонаты. На этой лекции вы изучили тему «Кремний». Рассмотрели сведения о кремнии: его электронное строение, где в природе находится кремний, изучили аллотропию кремния, объяснили его физические и химические свойства. Узнали о том, где в промышленности и других сферах применяется кремний, как его получают. Вы познакомились с диоксидами кремния, кремниевой кислотой и ее солями – силикатами.

Вопросы для самоконтроля:

1. Назовите области применения фосфора и его соединений.
2. Сравните свойства аллотропных модификаций фосфора.
3. Назовите области применения угольной кислоты и её солей.
4. Сравните свойства аллотропных модификаций углерода.
5. Назовите области применения полиорганосилоксанов.
6. Сравните свойства аллотропных модификаций кремния.

Литература:

1. Рудзитис Г.Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 14-е изд. – М.: Просвещение, 2012.
2. Попель П.П. Химия: 8 кл.: учебник для общеобразовательных учебных заведений / П.П. Попель, Л.С.Кривля. – К.: ИЦ «Академия», 2008. – 240 с.: ил.
3. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2007. – 220 с.

Дополнительные рекомендованные ссылки на ресурсы сети Интернет

1. Interneturok.ru ([Источник](#)).
2. Nemi.nsu.ru ([Источник](#)).
3. Chemport.ru ([Источник](#)).
4. Химик.ру ([Источник](#)).

