

Р.А. Фасхутдинова

*Посвящаю всем учителям,
которые работали в школах страны
в годы Великой Отечественной войны*

Самоучитель по химии

(пособие для начинающих)

Издание 1



Уфа 2013

Предисловие

*"Отдавая свою книгу на общий суд, я знаю,
что в ней найдется немало промахов и пропусков,
но уповаю на то, что найдутся люди
которые припомнят, что науки необъятны,
а силы отдельного лица ограничены".
Д.И. Менделеев "Основы химии" 1906 г.*

Если среди читателей "Самоучителя" окажутся учителя по химии, автор будет особенно рада, потому что среди них обязательно будут те, которые захотят усовершенствовать предложенный учебный материал. Ведь это и есть главная задача первого выпуска учебного пособия в свет.

В настоящее время все существующие учебники по химии наполнены прекрасным содержанием, но в них перегружена начальная часть, в которой предлагаются для изучения химические понятия, важность которых знает только химик-специалист, а начинающие изучать химию далеко не всегда это понимают. В результате у учеников пропадает интерес к изучению химии.

Автор "Самоучителя" сделала попытку исправить такое положение и предложила разработанную ею методику преподавания химии, опирающуюся в первую очередь на информацию из Периодической таблицы Д.И. Менделеева.

Смысл методики заключается в следующем: с самого начала в доступной для начинающих форме излагается содержание таблицы Д.И. Менделеева, и далее от химических символов, классификации и свойств элементов рекомендуется переходить к классификации существующих классов неорганических веществ и к основным химическим реакциям. При этом основные химические понятия ненавязчиво, по мере необходимости, вставляются в текст учебного материала.

Автор предлагает для изучения наглядную схему (см. с. 21, 39), показывающую тесную связь между "Периодической системой химических элементов" Д.И. Менделеева и классификацией существующих неорганических соединений.

Многократное обращение к схеме по мере изучения классов неорганических веществ способствует запоминанию учащимися всех ее деталей и, следовательно, прочно закрепляет знания основ неорганической химии.

Изучив предложенный материал, можно переходить к рассмотрению теоретических вопросов неорганической химии в том порядке, как это изложено в любом существующем учебнике.

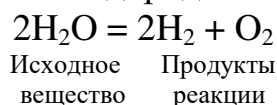
ВВЕДЕНИЕ

Определение и предмет химии

Химия – это наука о веществах, их строении, свойствах и различных превращениях в другие вещества. Все знают, что химия - это интересно! Поэтому хочется изучить химию раз и навсегда.

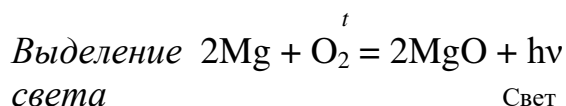
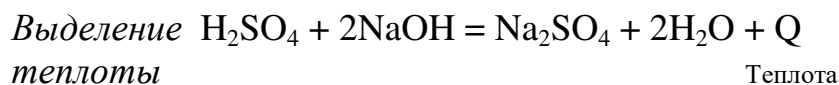
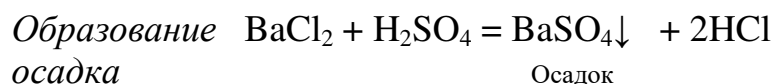
Все тела в природе состоят из веществ, каждое из которых имеет характерные для него физические и химические свойства. К физическим свойствам относятся агрегатное состояние, плотность, растворимость, температуры плавления и кипения, цвет, вкус, запах и др. [1].

Химические свойства – это способность данного вещества превращаться в новые вещества: с другим составом и свойствами. Эти превращения веществ называют химическими реакциями. Например, вода при нагревании до очень высокой температуры превращается в водород и кислород:



Исходные вещества называются реагентами, а полученные вещества – продуктами реакции.

Характерными признаками химических реакций являются [1]:



Приведенные реакции пока запоминать не надо. Важно обратить внимание на следующий факт – в левой части уравнения написаны химические формулы исходных веществ. Реакция должна идти необратимо. Этому способствует образование осадков и газов. Стрелка вниз указывает на образование осадка, стрелка вверх – на образование газа, индекс Q – на выделение тепла, $h\nu$ – на выделение света. Этими обозначениями будем пользоваться в дальнейшем.

Нужно усвоить, что исходные вещества обычно берутся в чистом виде, без всяких примесей. Чистые вещества называются индивидуальными, т.е. они состоят на 100% из того вещества, формула которого приведена в левой части уравнения реакции

Иногда приходится использовать менее чистые вещества, т.е. вещества, содержащие различные примеси. Допустимое содержание примесей для каждого вещества разное (от 0,1 до 10 % и даже более). Индивидуальное вещество с примесями называют смесью (или смесями)

Свойства чистых веществ приводятся в специальных справочниках. Химик может экспериментальным путем определить чистоту любого нужного ему вещества. Для этого он определяет, например: температуру плавления или кипения, плотность исследуемого вещества, а потом сравнивает их с табличными данными. Если величины этих показателей сходятся, то исследователь уверен, что перед ним – чистое вещество, без примесей.

Глава I

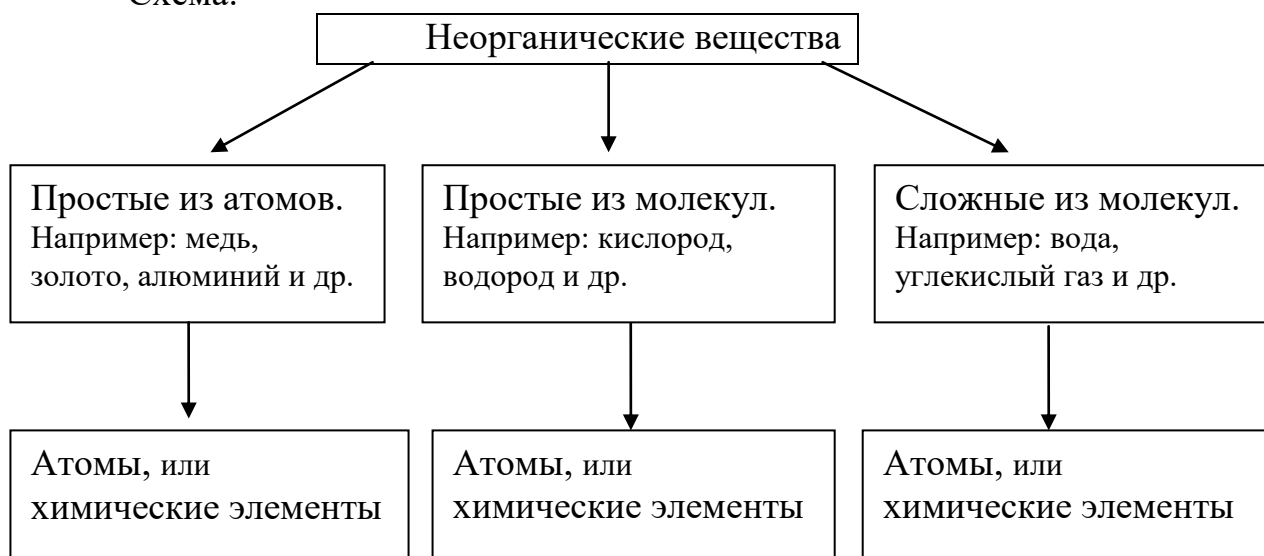
§1 Классификация неорганических соединений

В этой главе мы познакомимся с основными химическими понятиями так называемого «химического языка».

Все неорганические соединения делятся на простые и сложные. Каждое соединение, или вещество, состоит из молекул, молекулы состоят из атомов.

Атом – это наименьшая частица вещества.

Схема:



Что такое элемент, а точнее химический элемент? Это одно из важных понятий в химии. Надо обязательно различать понятия "простое вещество" и "химический элемент".

Точное определение понятия "химический элемент", основанное на теории строения атомов, будет дано в главе IV.

Каждое простое вещество характеризуется определенными физическими и химическими свойствами. Например, кислород является простым веществом – это бесцветный газ, сгущающийся в жидкость при температуре минус 192,98⁰С. Водород, тоже простое вещество, является газом, который легче кислорода и сгущающийся в жидкость при еще более низкой температуре.

Водород и кислород входят в состав воды не в виде газообразных веществ, а как выражаются химики всего мира, в виде "химических элементов", связанных между собой определенными химическими связями, образуя сложное вещество воду H₂O.

Если же эти элементы (кислород и водород) находятся в "свободном состоянии", т.е. не связаны химически ни с каким другим элементом, то они образуют простые вещества в виде молекул - кислород O₂ и водород H₂.

Простое вещество, в отличие от сложного, не может быть разложено на другие вещества. Если вода, как сложное вещество, разлагается на кислород и

водород (см. Введение), то кислород и водород разложить на другие вещества невозможно.

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

Знаки химических элементов.

Д.И. Менделеев (1834-1907 г.г.) – выдающийся русский ученый открыл Периодический закон химических элементов и создал Периодическую систему элементов, которые являются фундаментальной основой для изучения и дальнейшего развития химии.



На странице 7 приведена Периодическая система элементов в том варианте, в каком ее создал Д.И. Менделеев в 1869 г., просуществовавшая до 1905 г. В этой таблице 69 элементов [2].

Подлинная, нефальсифицированная Таблица Д.И. Менделеева
 "Периодическая система элементов по группам и рядам"
 (Д.И. Менделеев. Основы химии. VIII издание, СПб., 1906 г.)

Ряды	Г р у п п ы э л е м е н т о в								
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
0	Ньютоний								
1	Короний	Водород H 1,008	—	—	—	—	—	—	
2	Гелий He 4,0	Литий Li 7,03	Бериллий Be 9,1	Бор B 11,0	Углерод C 12,0	Азот N 14,01	Кислород O 16,00	Фтор F 19,0	
3	Неон Ne 19,9	Натрий Na 23,05	Магний Mg 24,36	Алюминий Al 27,1	Кремний Si 28,2	Фосфор P 31,0	Сера S 32,06	Хлор Cl 35,45	
4	Аргон Ar 38	Калий K 39,15	Кальций Ca 40,1	Скандий Sc 44,1	Титан Ti 48,1	Ванадий V 51,2	Хром Cr 52,1	Марганец Mn 55,1	Железо Кобальт Никель Fe 55,9 Co 59 Ni 59
5		Медь Cu 63,6	Цинк Zn 65,4	Галлий Ga 70,0	Германий Ge 72,5	Мышьяк As 75	Селен Se 79,2	Бром Br 79,95	
6	Криптон Kr 81,8	Рубидий Rb 85,5	Стронций Sr 87,6	Иттрий Y 89,0	Цирконий Zr 90,6	Ниобий Nb 94,0	Молибден Mo 96,0	—	Рутений Родий Палладий Ru 101,7 Rh 103,0 Pd 106,5
7		Серебро Ag 107,93	Кадмий Cd 112,4	Индий In 115,0	Олово Sn 119,0	Сурьма Sb 120,2	Теллур Te 127	Иод I 127	
8	Ксенон Xe 128	Цезий Cs 132,9	Барий Ba 137,4	Лантан La 138,9	Церий Ce 140,2	—	—	—	— — —
9		—	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	—	Иттербий Yb 173	—	Тантал Ta 183	Вольфрам W 184	—	Осмий Иридий Платина Os 191 Ir 193 Pt 194,8
11									
12	—	—	Радий Ra 225	—	Торий Th 232,5	—	Уран U 238,5		

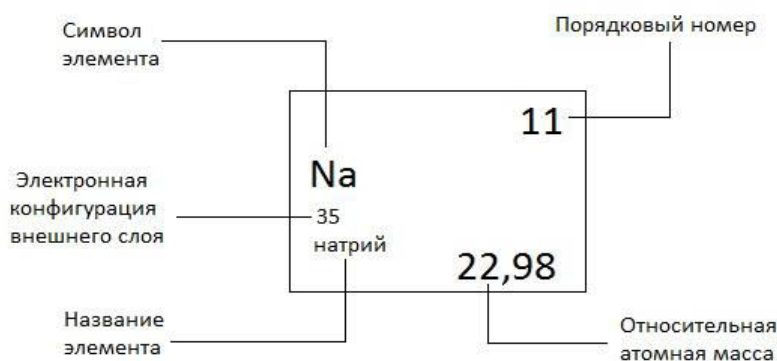
В этой таблице еще нет порядковых номеров химических элементов. Они появились позднее, когда были открыты или синтезированы новые элементы и внесены поэтому в таблицу позднее.

В 1955 г. американские физики синтезировали химический элемент с порядковым номером 101. Они дали ему название менделевий — в знак признания заслуг выдающегося русского ученого.

На странице 8 приведена таблица, принявшая свой вид через 100 лет после открытия Д.И. Менделеева. Вы четко видите, что вторая таблица более насыщена информацией об элементах, нежели первая.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

периоды	ряды	Г р у п п ы					Э л е м е н т ы											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII									
I	1	1 H водород 1,00797						(H)				2 He гелий 4,008						
II	2	3 Li литий 6,939	4 Be бериллий 9,012	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,01115	7 N азот 14,007	8 O кислород 15,9994	9 F фтор 18,998				10 Ne неон 20,183						
III	3	11 Na натрий 22,990	12 Mg магний 24,312	13 Al алюминий 26,982	14 Si кремний 28,086	15 P фосфор 30,974	16 S сера 32,064	17 Cl хлор 35,453				18 Ar аргон 39,948						
IV	4	19 K калий 39,102	20 Ca кальций 40,08	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,90	23 V ванадий 50,942	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,847	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,71							
	5	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,37	31 Ga галлий 69,72	32 Ge германий 72,63	33 As мышьяк 74,922	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904				36 Kr криптон 83,80						
V	6	37 Rb рубидий 85,47	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,22	41 Nb ниобий 92,906	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [98]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,905	46 Pd палладий 106,4							
	7	47 Ag серебро 107,868	48 Cd кадмий 112,40	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,69	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,60	53 I иод 126,904				54 Xe ксенон 131,30						
VI	8	55 Cs цезий 132,905	56 Ba барий 137,34	57 La лантан 138,91	58 Ce церий 140,12	59 Pr протактиний [140]	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,35	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадольмий 157,25	65 Tb тербий 158,924	66 Dy диспрозий 162,50	67 Ho гольмий 164,930	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb ytterbium 173,04	71 Lu лютеций 174,967
	9	79 Au золото 196,967	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,37	82 Pb свинец 207,19	83 Bi висмут 208,980	84 Po полоний [210]	85 At астат [210]									86 Rn радон [222]	
VII	10	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,03	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [242]	95 Am амерций [243]	96 Cm куриум [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калифорний [251]	99 Es эйнштейний [252]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеев [258]	102 No нобеллий [259]	103 Lr лоуренсий [262]
высшие окислы		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄									
летучие водородные соединения					RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH										
* ЛАНТАНИДЫ		Ce 58 церий 140,12	Pr 59 протактиний [140]	Nd 60 неодим 144,24	Pm 61 прометий [145]	Sm 62 самарий 150,35	Eu 63 европий 151,96	Gd 64 гадольмий 157,25	Tb 65 тербий 158,924	Dy 66 диспрозий 162,50	Ho 67 гольмий 164,930	Er 68 эрбий 167,26	Tm 69 тулий 168,934	Yb 70 иттербий 173,04	Lu 71 лютеций 174,97			
** АКТИНИДЫ		Th 90 торий 232,038	Pa 91 протактиний [231]	U 92 уран 238,03	Np 93 нептуний [237]	Pu 94 плутоний [242]	Am 95 амерций [243]	Cm 96 куриум [247]	Bk 97 берклий [247]	Cf 98 калифорний [249]	Es 99 эйнштейний [254]	Fm 100 фермий [259]	Md 101 менделеев [258]	No 102 нобеллий [259]	Lr 103 лоуренсий [262]			



Химический элемент всегда обозначается либо первой буквой (прописной) его латинского названия, либо двумя буквами – первой и одной из последующих букв этого названия. Например, водород обозначается буквой H, с которой начинается его латинское название Hydrogenium, кислород – O (от лат. Oxxygenium), азот – буквой N (от лат. Nitrogenium), углерод буквой C (от лат. Carboneum). Латинские названия кальция (Calcium) и хлора (Chlorum) начинаются с буквы C, но этой буквой уже обозначен углерод. Поэтому для

кальция и хлора применяются обозначения, состоящие из двух букв: Ca (кальций) и Cl (хлор) [4].

В таблице 1 приведены названия и обозначения некоторых элементов, наиболее широко используемых при составлении формул различных веществ. Рекомендуем их запомнить наизусть.

Таблица 1 – Названия и обозначения некоторых элементов [3]

Название химического элемента	Химический символ	Произношение химического символа
1	2	3
Азот	N	Эн
Алюминий	Al	Алюминий
Водород	H	Аш
Железо	Fe	Феррум
Калий	K	Калий
Кальций	Ca	Кальций
Кислород	O	О
Кремний	Si	Силициум
Магний	Mg	Магний
Марганец	Mn	Марганец
Медь	Cu	Купрум
Натрий	Na	Натрий
Сера	S	Эс
Серебро	Ag	Аргентум
Углерод	C	Цэ
Фосфор	P	Пэ
Хлор	Cl	Хлор
Цинк	Zn	Цинк

• **Выражение состава вещества с помощью химических символов называется химической формулой этого вещества.**

§3 Химические формулы

Химия использует собственный язык, принятый во всем мире. Этот язык содержит, в частности, условные обозначения (символы) химических элементов. Для составления химической формулы вещества записываются символы элементов, входящих в состав этого вещества.

Рассмотрим некоторые примеры. Опытом установлено, что молекулы простых веществ водорода, азота, кислорода образованы из двух атомов каждая. Поэтому их химические формулы записываются так: H₂, N₂, O₂. Справа снизу от символа цифрой (она называется индексом) указывают число атомных

единиц, входящих в состав молекулы. В данном случае индексом служит цифра 2.

Как прочитать эти формулы?

Эти формулы читаются следующим образом: аш-два, эн-два, о-два. Заметьте, что индекс читается после прочтения химического символа элемента, который этим символом обозначен. В дальнейшем вы будете встречать символы или формулы с цифрой, стоящей перед ними. Это число называется коэффициентом. Так, 2H – это условная запись двух отдельных атомов водорода. В таких случаях число, стоящее перед символом элемента или перед химической формулой вещества, не входит в формулу, а лишь указывает число частиц, выражаемых этой формулой. Например, 2H_2 (два аш-два) условно обозначает две молекулы водорода

Подобным же образом составляются и читаются химические формулы сложных веществ, состоящих из молекул. Так, молекула воды образована двумя атомами водорода и одним атомом кислорода. Поэтому формула воды записывается – H_2O (читается аш-два-о). Молекула углекислого газа или, диоксида углерода, образована одним атомом углерода и двумя атомами кислорода: такому составу молекулы отвечает химическая формула CO_2 (читается це-о-два).

Так, хлорид натрия (поваренная соль) состоит из одного атома натрия и из одного атома хлора. Исходя из этого соотношения, и составляется формула хлорида натрия: NaCl (читается "натрий хлор"). Кварц SiO_2 образован атомами кремния и кислорода, причем атомных частиц кислорода вдвое больше, чем кремния. Поэтому химическая формула кварца будет – SiO_2 (читается "силиций-о-два").

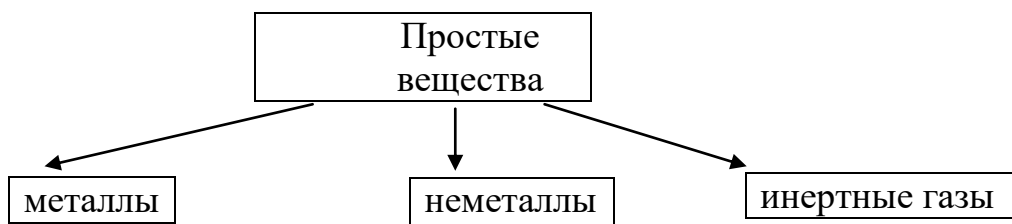
Следует учитывать, что сведения о формуле вещества можно получить только на основании экспериментов, позволяющих установить как качественный, так и количественный состав вещества.

В случае простых веществ, не состоящих из молекул, символ соответствующего элемента служит также химической формулой этого вещества. Так, состав простых веществ меди и железа выражается соответственно формулами Cu (читается "купрум") и Fe (читается "феррум").

В целом ряде случаев для более подробной характеристики после символа элемента или формулы вещества указывают в скобках также и агрегатное состояние следующим образом: г – газообразное, ж – жидкое, к – кристаллическое, р – вещество в растворе. Например: O_2 (г), Cu (к), Br_2 (ж), NaCl (к), CaCl_2 (р) или CaCl_2 (к).

§4 Простые вещества

Простые вещества – многочисленная группа неорганических соединений, существующих в различных агрегатных состояниях и подразделяющиеся на металлы, неметаллы и инертные газы:



Химические формулы простых веществ несложны, так как они состоят из одного элемента. Их формулы в виде символов находятся в таблице Д.И. Менделеева.

Из всех известных ныне 118 элементов большинство относятся к металлам. Какое место занимают металлы в Периодической системе Д.И. Менделеева? Прежде, чем ответить на этот вопрос, покажем, где расположены неметаллы, так как их значительно меньше. В таблице 2 представлена упрощенная схема таблицы Д.И. Менделеева [5].

Таблица 2 – Упрощенная схема таблицы Д.И. Менделеева

Периоды	Размещение неметаллов в периодической системе химических элементов по группам							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2			B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6								Rn
7								—
Высшие оксиды	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4

Из таблицы 2 видно, что неметаллы расположены в таблице Д.И. Менделеева в правой части наверху, следовательно, все остальные клетки таблицы Д.И. Менделеева в левой и нижней части заняты металлами.

§5 Простые вещества – неметаллы

Неметаллы – при обычных условиях могут быть газами, жидкостями и твердыми веществами.

Газами являются гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Все они расположены в VIII группе таблицы Д.И. Менделеева. Их называют инертными газами, так как они химически неактивные. Каждая молекула инертного газа состоит из одного атома. Своей химической устойчивостью инертные газы напоминают благородные драгоценные металлы

– золото и платину, и поэтому у них есть второе название – благородные газы. Но в особых условиях они все – таки вступают иногда в химические реакции и образуют химические соединения. В 1962 г. появилось сообщение о том, что существуют соединения ксенона с фтором. С тех пор получено более 150 химических соединений ксенона, криптона, радона с фтором, кислородом, хлором, азотом.

Газы водород, кислород, азот, хлор, фтор образуют двухатомные молекулы, соответственно- H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 .

Кислород образует еще одно газообразное простое вещество – озон, в состав молекул которого входят уже три атома кислорода. Химическая формула: O_3 .



Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией, а эти простые вещества – аллотропными видоизменениями, или модификациями.

Аллотропные модификации химического элемента кислорода: простых веществ кислорода O_2 и озона O_3 различны по свойствам. Кислород не имеет запаха, а озон пахнет (отсюда и его название – в переводе с греческого озон означает «пахнущий»). Этот запах, аромат свежести, можно почувствовать во время грозы, так как озон образуется в малых количествах в воздухе в результате электрических разрядов.

Кислород – газ без цвета, а озон имеет бледно – фиолетовый цвет. Озон более бактерициден (лат. *цидао*- «убивать»), чем кислород. Поэтому озон применяется для обеззараживания питьевой воды. Озон способен удерживать ультрафиолетовые лучи солнечного спектра, которые губительны для всего живого на земле, и поэтому *озоновый экран*, который располагается в атмосфере на высоте 20-35 км, защищает жизнь на нашей планете.

Из 22 простых веществ – неметаллов при обычных условиях жидкостью является только бром, молекулы которого двухатомны. Формула брома: Br_2 . Это тяжелая бурая жидкость с неприятным запахом (отсюда и название: *бромос* с древнегреческого переводится как «зловонный»).

Некоторые твердые вещества – неметаллы известны с древнейших времен – это сера и углерод (древесный уголь).

К твердым веществам – неметаллам относятся кристаллический йод с двухатомной молекулой I_2 . Не путайте его со спиртовым раствором йода – йодной настойкой, которая имеется в каждой домашней аптечке. Кристаллический йод и графит не похожи на остальные неметаллы – они имеют металлический блеск.

§6 Простые вещества – металлы

Из 118 химических элементов Периодической системы Д.И. Менделеева 87 элементов образуют в свободном состоянии простые вещества с металлической связью.

Еще в глубокой древности человек обратил внимание на особые свойства металлов: их можно расплавить, а затем придать им любую форму, изготовив при этом наконечники стрел и копий, щиты и мечи, посуду и плуги и т.п. На часах человеческой истории каменный век сменился веком медным, затем – бронзовым, далее – железным и т.п.

Все металлы, кроме ртути, в обычном состоянии *твердые* вещества и имеют ряд общих свойств. **Металлы – это пластичные, тягучие вещества, которые имеют металлический блеск и способны проводить тепло и электрический ток.**

Пластичность – это важнейшее свойство металлов изменять свою форму при ударе, прокатываться в тонкие листы и вытягиваться в проволоку. Обработка металлов с изменением формы происходит без нарушения состава.

Самым пластичным из драгоценных металлов является золото. Один грамм золота можно вытянуть в проволоку длиной в три километра.

Другим характерным свойством металлов является их способность проводить электрический ток, или **электропроводность**. Лучшим проводником электричества является серебро, медь, золото, алюминий. В этом списке они расположены в порядке уменьшения электропроводности.

Практически все металлы прекрасно отражают солнечный свет, особенно серебро, медь, ртуть. Поэтому **блеск металлов** тоже является их характерным свойством.

Итак, мы рассмотрели физические свойства металлов. Химические свойства будут изучаться в других главах.

§7 Меры измерения в химии

В результате химических реакций исходные вещества расходуются и образуются новые вещества – продукты реакции. Возникает вопрос: в каких единицах это измеряется?

Химия – наука точная, поэтому у нее есть свои меры измерения.

Прежде всего, это:

A_r – относительная атомная масса, а.е.м.;

M_r – относительная молярная масса, ΣA_r ;

n ("эн") или ν ("ню") – количество вещества, измеряется в молях, пишется "моль";

N_A – постоянная Авогадро, $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;

M – молярная масса вещества, измеряется в г/моль;

V_M – молярный объем газа, л/моль

и др. величины.

Эти величины надо знать, чтобы решать различные практические задачи. Например: определять, какое количество вещества нужно взять для реакции, или сколько надо взять другого вещества, и сколько получено в результате проведения реакции. Такие задачи мы научимся решать позднее, но с самого начала нужно узнать, что означают указанные выше величины.

§8 Относительная атомная (A_r) и молекулярная (M_r) массы

Ученые с большой точностью определили абсолютные значения масс всех существующих атомов. Например, масса атома водорода равна $1,673 \cdot 10^{-27}$ кг, масса атома углерода равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Но такими величинами в повседневных расчетах пользоваться очень неудобно.

Поэтому из практических соображений за единицу сравнения была принята $1/12$ часть массы атома углерода. Она составляет величину $\frac{1,993 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Это число получило название атомной единицы массы (A_r) – а.е.м.

Относительной атомной массой элемента A_r называется отношение массы этого элемента к $1/12$ части массы атома углерода. Зная массу атома водорода, находим, что $A_r(H) = \frac{1,673 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1,0079 \text{ а.е.м.}$

Ученые определили, что масса атома кислорода равна $2,656 \cdot 10^{-26}$ кг, следовательно, $A_r(O) = \frac{2,656 \cdot 10^{-26}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 15,999 \text{ а.е.м. (или } 16 \text{ а.е.м.)}$.

В настоящее время A_r для всех элементов определены с большой точностью. Однако для практических расчетов пользуются их округленными целочисленными значениями (целыми числами), которые вы можете взять из таблицы Д.И. Менделеева в соответствующей клетке элемента.

Чаще относительную атомную массу A_r называют просто атомной массой, которая принципиально отличается от массы атома, выражаемой в кг.

Величины относительных атомных масс элементов позволили Д.И. Менделееву сформулировать Периодический закон, лежащий в основе современной химии.

Зная A_r элементов, можно подсчитать относительную молекулярную массу M_r . Например, для молекулы азота N_2 :

$$M_r(N_2) = 2 \cdot 14 = 28.$$

$$\text{Для углекислого газа } CO_2: M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$$

Относительной молекулярной массой M_r вещества называется отношение массы молекулы этого вещества к $1/12$ части массы атома углерода. M_r численно равна молярной массе (M).

§9 Количество вещества и число Авогадро (N_A)

Для измерения количества вещества в химии выбрана особая единица, в которой связаны число молекул и масса вещества. Это единица была названа **моль** и обозначается в разных учебниках по-разному "n" или "ν" [2].

Установлено, что 1 моль любого вещества всегда содержит одинаковое число молекул. Это число равно $6 \cdot 10^{23}$. В честь итальянского учёного А. Авогадро это число называли *постоянной Авогадро*. Обозначается оно N_A .

Таким образом, 1 моль воды содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O . Один моль кислорода O_2 также содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 и т.д.

Очевидно, что в 2 моль воды и любого вещества содержится $12 \cdot 10^{23}$ молекул, а в 0,5 моль – $3 \cdot 10^{23}$ молекул.

Следовательно, чтобы узнать число молекул (N), содержащихся в определённом количестве вещества, можно воспользоваться формулой: $N = N_A \cdot n$, где n – количество вещества, то есть число молей.

Отсюда верны следующие равенства:

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{и} \quad N_A = \frac{N}{n}$$

Теперь дадим определение понятию "моль".

Моль – это такое количество любого вещества, в котором содержится $6 \cdot 10^{23}$ молекул этого вещества.

Таким образом, по массе 1 моль одного вещества отличается от такого же количества другого вещества.

Однако следует помнить, что в молях измеряют число и других химических частиц: атомов, ионов, электронов и т.д. Их будем изучать позже. Во всех случаях 1 моль содержит $6 \cdot 10^{23}$ соответствующих частиц (атомов, ионов, электронов и т.д.).

Масса 1 моль вещества называется его молярной массой и обозначается буквой M .

Молекулы разных веществ имеют различную массу. Следовательно, 1 моль для каждого вещества имеет свою величину, но единица измерения одна. Моль вещества измеряется в г/моль.

В состав молекул входят атомы с различной атомной массой. Например, в состав молекул водорода входят 2 атома, каждый из которых имеет относительную атомную массу равную 1,0. В состав молекулы кислорода входят 2 атома кислорода с относительной атомной массой равной 16. Следовательно, молярная масса у водорода будет равна $1+1= 2$ г/моль, у кислорода $16+16= 32$ г/моль.

Для газов используется понятие "Молярный объем V_M ". Эта величина для всех газов постоянная и равна 22,4 л/моль при нормальных условиях (н.у.). Нормальные условия:

$$t = 0^\circ\text{C} \\ p = 101,325 \text{ кПа.}$$

Молярный объем – это отношение объема к количеству вещества:

$$V_M = \frac{V}{\nu} \quad [\text{л/моль}], \text{ отсюда}$$
$$\nu = \frac{V}{V_M} \quad \text{или} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

Чтобы отмерить один моль вещества, нужно взять столько граммов его, каково численное значение относительной атомной массы (A_r) или относительной молекулярной массы (M_r) вещества.

Например, один моль воды имеет массу, равную 18 г, так как $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; один моль кислорода – 32 г, так как $M_r(\text{O}_2) = 32$; один моль железа – 56 г, так как $A_r(\text{Fe}) = 56$.

Если нужно отмерить два моля воды, то её нужно взять 36 г ($18 \cdot 2$). А можно отмерить 0,5 моль кислорода? Конечно, 0,5 моль O_2 имеют массу в два раза меньше массы одного моля, то есть 16 г ($32:2$). А сколько молей воды взято, если, например, отмерили 45 г воды? Очевидно, нужно эту массу разделить на массу одного моля воды ($45 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 2,5 \text{ моль}$), то есть взято 2,5 моль.

Как вы теперь знаете, количество вещества измеряется в молях и обозначается буквой "n", в некоторых учебниках – греческой буквой "ν". Чтобы найти количество вещества, нужно его массу разделить на молярную массу:

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

Следовательно, верны и обратные формулы:

$$m = M \cdot n \quad \text{и} \quad M = \frac{m}{n}$$

Итак, мы рассмотрели такие важные химические понятия, как моль, N_A , A_r и M_r . Для закрепления посмотрим, как эти величины связаны между собой:

$$n = \frac{N}{N_A}, \text{ отсюда } N_A = \frac{N}{n}$$

$$n = \frac{m}{M_r} \text{ или } n = \frac{m}{M}, \text{ отсюда } M = \frac{m}{n} \quad \text{и} \quad N = N_A \cdot \frac{m}{n}.$$

$$M_r = \sum A_r \text{ или } M = \sum A_r.$$

Мы определили, как связаны между собой количество и масса вещества. Теперь решим задачи с использованием рассмотренных выше понятий [3].

Задача 1. Сколько молекул содержится в 11 г углекислого газа CO_2 ?

При решении задачи нужно в начале написать условие в графе "Дано"(слева страницы тетради) и отделить от решения линией (см. в конце следующей страницы)

В эту графу внести все данные условия задачи и даже то, что вы можете взять из таблицы и из др. источников. В нашем случае вы записываете значение $N_A = 6 \cdot 10^{23}$.

В конце графы отделяете чертой вопрос, поставленный в задаче. В нашем случае пишите $N(\text{CO}_2)$ -? (см. в конце страницы)

Все нижеследующие формулы записываются в графе "Решение".

Справа от "Дано" записываете "Решение" (смотри там же).

Решение любой задачи начинается с написания формулы с помощью, которой нужно ответить на поставленный вопрос. Из §9 мы знаем, что количество молекул определяется по формуле $N=n \cdot N_A$, где n – число молей CO_2 , значения которого (из §9) находится с помощью другой формулы: $n = \frac{m}{M}$.

Для нашего случая пишем:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_r}$$

Из §8 знаем, что $M_r = \sum A_r$, т.е.

$$M_r = M_{\text{CO}_2} = A_r + 2A_{\text{O}} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль}$$

Теперь можем определить число молей CO_2 :

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{11 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

Получив это значение, отвечаем на вопрос поставленный в задаче:

$$N = n \cdot N_A;$$

$$N_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot N_A = 0,25 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Так, переходя от одной формулы к другой, находится ответ на вопрос, поставленный в задаче.

$$\text{Ответ: } N_{\text{CO}_2} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Обычно решение задачи записывается в краткой форме, не так подробно, как сделано выше. Краткая форма решения задачи выглядит так:

<u>Дано:</u>	<u>Решение:</u>
$m(\text{CO}_2) = 11 \text{ г}$	$N(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot N_A$
$N_A = 6 \cdot 10^{23}$	$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}$
	$M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$
	$n(\text{CO}_2) = 11 \text{ г} : 44 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$
	$N(\text{CO}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 1,5 \cdot 10^2 \text{ молекул}$
$N(\text{CO}_2)$ -?	

Ответ: $N(\text{CO}_2) = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.

Вот в такой краткой форме будем записывать в дальнейшем решения всех задач.

Задача 2. Найти массу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

Форма записи и само решение аналогичны задаче №1

Дано:

$$N(O_2) = 15 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$m(O_2) - ?$$

Решение:

$$m(O_2) = M(O_2) \cdot n(O_2)$$

$$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$$

$$n(O_2) = \frac{N}{N_A};$$

$$n(O_2) = (15 \cdot 10^{23} \text{ молекул}) : (6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}) = 2,5 \text{ моль}$$

$$\text{Отсюда: } m(O_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 80 \text{ г}$$

Ответ: $m(O_2) = 80 \text{ г}$

§10 Вычисление массовой доли элементов в химическом соединении [4].

В практической жизни трудно найти химически чистое вещество. Очень часто оно содержит различные примеси.

Для химических процессов всегда требуется знать долю изучаемого вещества (т.е. химически чистого вещества) в исходном веществе. Например, нужно знать, сколько химически чистого железа можно получить из железной руды. Для этого всю руду принимают за 1,0, т.е. за 1 долю или за 100%. Железа в железной руде всегда меньше, т.е. доля железа всегда меньше 1,0 и меньше 100%. Массовая доля обозначается буквой "ω".

Она определяется по формуле:

$$\omega_{\text{вещ-ва}} = \frac{m_{\text{вещ-ва}}}{m_{\text{сырья}}}$$

В нашем случае:

$$\omega_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{жел.руды}}}$$

Пример: Сколько граммов алюминия можно получить из 100 г оксида алюминия?

Дано:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 100 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}) - ?$$

Решение:

Поскольку в этой задаче идет речь о конкретном веществе, то

$$\omega(\text{Al}) = \frac{M_r(\text{Al})}{M_r(\text{Al}_2\text{O}_3)};$$

$$M_r(\text{Al}) = \sum A_r(\text{Al}) = 2 \cdot 27 = 54 \text{ г/моль.}$$

$A_r(\text{Al})$ берем из таблицы Д.И. Менделеева:

$$A_r(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$$

Далее

$$Mr(Al_2O_3) = 2Ar(Al) + 3Ar(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ г/моль}$$

Теперь можно вычислить массовую долю алюминия в Al_2O_3 :

$$\omega_{(Al)} = \frac{2Ar(Al)}{Mr(Al_2O_3)} = \frac{54 \text{ г/моль}}{102 \text{ г/моль}} = 0,53 \text{ или } 53\%$$

Наконец можем дать ответ на вопрос: сколько грамм алюминия находится в 100 г Al_2O_3 :

$$m(Al) = 0,53 \cdot 100 = 53 \text{ грамма}$$

Ответ: $m(Al) = 53 \text{ г}$.

Для закрепления материала, изложенного в §9 и §10, прорешайте задачи из задачников [6] и [7] в соответствующих разделах.

Глава II

С этой главы мы начнем рассмотрение сложных неорганических соединений. Они делятся на оксиды, гидроксиды, кислоты и соли. Все эти соединения объединены в классы, которые показаны в схеме 1, приведенной на следующей странице, где стрелками указан переход из одного класса в другой с помощью химических реакций. Такие переходы из одного класса соединений в другой называются генетической связью неорганических соединений.

Простые вещества, которые мы изучили, в I главе, расположены в первом столбце. В столбце II расположен первый класс сложных веществ – оксиды, к рассмотрению которых мы переходим ниже.

§11 Оксиды

Оксиды – это соединения кислорода с любым элементом таблицы Д.И. Менделеева, то есть оксиды состоят из двух элементов: кислорода и другого элемента. Названия оксидов складывается очень просто: к слову "оксид" добавляется название элемента, связанного с кислородом: H_2O – оксид водорода, Na_2O – оксид натрия, CaO – оксид кальция, Al_2O_3 – оксид алюминия. В этих формулах показано, сколько и каких элементов содержится в каждом из приведенных оксидов. Такая форма записи химических веществ является общепринятой.

Существуют и другие формы записи, более подробные, например, графические. В них показывается, как элементы связаны друг с другом:



или эту же формулу можно записать по-другому $\text{H}-\text{O}-\text{H}$

Главное, нужно показать порядок связи атомов друг с другом: водород обязательно связан с кислородом.

Отметим следующее обстоятельство: в оксидах атомы кислорода обязательно связаны с атомами другого элемента и никогда не связаны друг с другом, за исключением пероксида водорода H_2O_2 , или $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.

И общепринятые, и графические формулы всех неорганических веществ невозможно написать без знания очень важного химического понятия – валентности элементов. Это сложное понятие, поэтому мы рассмотрим его отдельным параграфом, а затем снова вернемся к изучению оксидов.

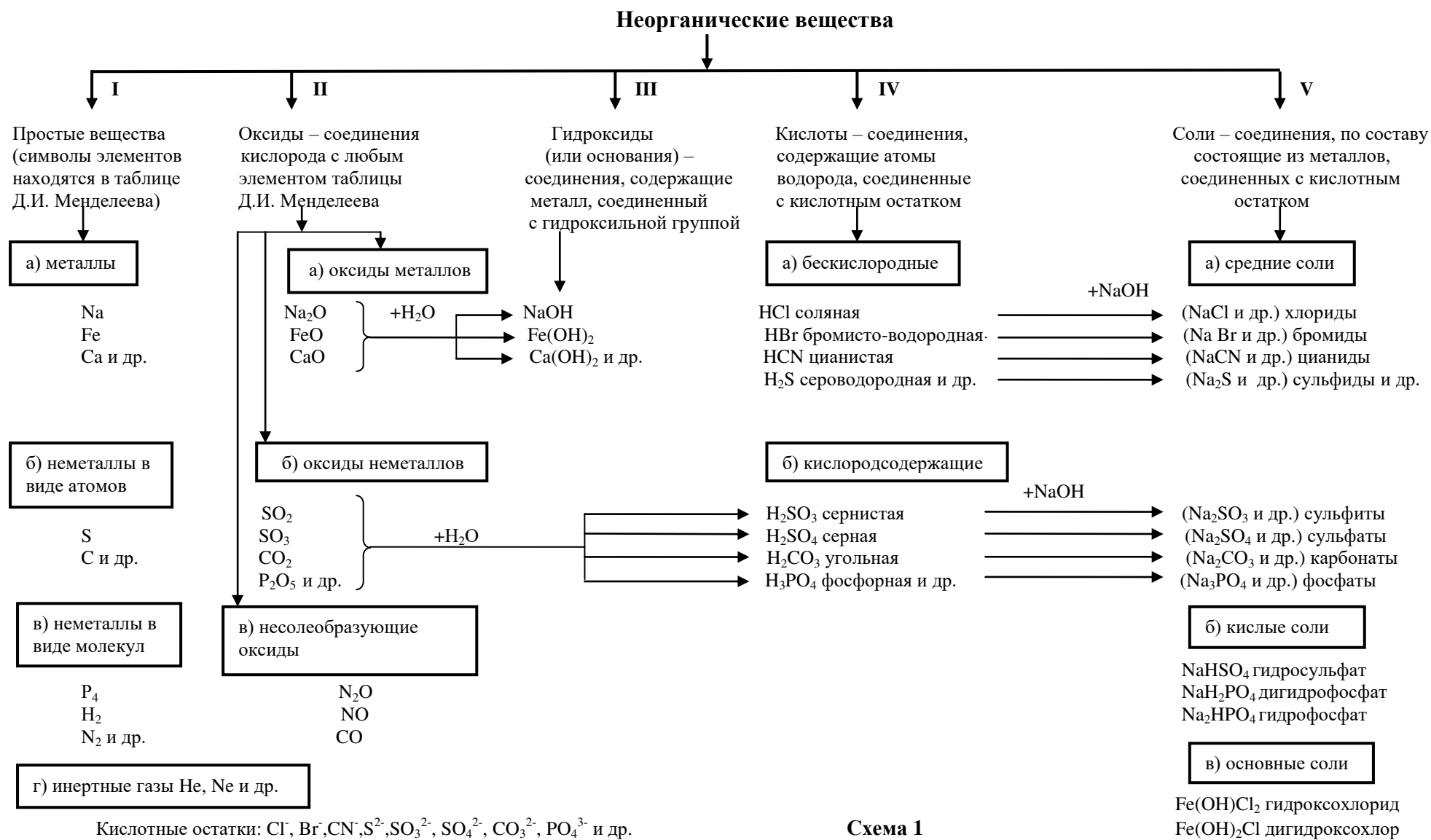


Схема 1

§12 Валентность

Валентностью называется способность любого атома соединяться с другими атомами в определенных отношениях.

Валентность можно численно оценить различными способами.

Для начала будем выражать валентность данного элемента числом атомов водорода, соединяющихся с данным атомом. Известно, что при образовании многих соединений на один атом элемента приходится не менее одного атома водорода (HCl , HBr , HI и другие). Поэтому валентность водорода принята за единицу [4].

Например, атом хлора (HCl) может соединиться с одним атомом водорода, атом кислорода (H_2O) – с двумя атомами водорода, атом азота (NH_3) – с тремя атомами водорода. Следовательно, в этих соединениях валентность хлора равна единице, кислорода – двум, азота – трем.

Если численное значение валентностей обозначить римской цифрой над химическим символом элемента, то формулы приведенных выше соединений можно записать так: $\text{H}^{\text{I}}\text{Cl}^{\text{I}}$, $\text{H}^{\text{I}}_2\text{O}^{\text{II}}$, $\text{N}^{\text{III}}\text{H}^{\text{I}}_3$.

Нетрудно заметить, что сумма единиц валентности водорода в каждом из соединений равны валентности другого элемента, входящего в состав этого соединения. Подобное правило справедливо для всех соединений, содержащих два элемента. Соединения, содержащие два элемента, называются *бинарными* (см. таблицу 2 нижнюю строчку).

• **В формулах бинарных соединений сумма единиц валентности одного из элементов равна сумме единиц валентности другого элемента.**

Таким образом, если валентность одного элемента известна, то пользуясь этим правилом и зная формулу бинарного соединения, можно определить валентность другого элемента. Рассмотрим для примера формулу углекислого газа CO_2 . Здесь на атом углерода приходится два атома кислорода. Сумма единиц валентности двух атомов кислорода равны четырем. Такому же числу единиц должна соответствовать валентность углерода, содержащегося в молекуле CO_2 . Следовательно, валентность углерода в этом соединении равна четырем.

В качестве другого примера рассмотрим формулу оксида алюминия Al_2O_3 . Сумма единиц валентности 3-х атомов кислорода равна шести, следовательно, каждым двум атомам алюминия в оксиде соответствует шесть единиц валентности, а каждому атому алюминия в два раза меньше, т.е. – три единицы валентности. Следовательно, валентность алюминия равна трем.

Некоторые элементы во всех своих соединениях проявляют одну и ту же, *постоянную* валентность. К таким элементам относятся натрий, калий, магний, кальций, барий, цинк, алюминий, а также неметаллические элементы водород и фтор. Атомы других элементов, например, железа, ртути, азота, серы в разных соединениях проявляют различную (переменную) валентность.

С переменной валентностью в конкретных соединениях мы будем встречаться по мере изучения учебного материала.

В таблице 3 приведены значения валентности некоторых элементов в химических соединениях.

Таблица 3.

Химические элементы	Значения валентности в соединениях	Примеры соединений
<i>Элементы с постоянной валентностью</i>		
Водород	I	HCl, H ₂ O
Натрий	I	NaCl, Na ₂ O
Калий	I	KCl, K ₂ O
Серебро	I	AgCl, Ag ₂ O
Магний	II	MgCl ₂ , MgO
Кальций	II	CaCl ₂ , CaO
Цинк	II	ZnCl ₂ , ZnO
Кислород	II	CaO, H ₂ O
Алюминий	III	AlCl ₃ , Al ₂ O ₃
<i>Элементы с переменной валентностью</i>		
Медь	I, II	Cu ₂ O, CuO
Ртуть	I, II	Hg ₂ O, HgO
Железо	II, III	FeO, Fe ₂ O ₃
Углерод	II, IV	CO, CO ₂
Кремний	II, IV	SiO, SiO ₂
Азот	I, II, III, IV, V	N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , NO ₂ , N ₂ O ₅
Фосфор	III, V	P ₂ O ₃ , P ₂ O ₅
Сера	II, IV, VI	H ₂ S, SO ₂ , SO ₃

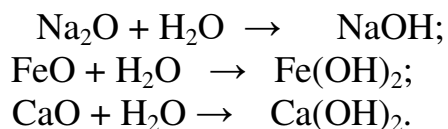
Если элемент проявляет переменную валентность, то ее значение в данном соединении указывают в скобках римской цифрой: SO₂ – оксид серы (IV), SO₃ – оксид серы (VI), CO – оксид углерода (II), CO₂ – оксид углерода (IV) и др. Задачи на эту тему посмотрите в [7, с. 8].

Итак, атомы элементов с переменной валентностью в разных соединениях могут образовывать различное число химических связей.

Получив общее понятие о валентности элементов, переходим снова к рассмотрению раздела "Оксиды".

§13 Классификация оксидов

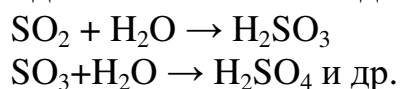
Различают оксиды *металлов* и *неметаллов* (см. схему 1). Из всех известных ныне 118 элементов большинство относятся к металлам. Оксиды металлов называют также *основными оксидами*, т.к. при взаимодействии их с водой получаются гидроксиды (или основания), находящиеся в схеме 1 в столбце III. В этой же схеме приведены следующие реакции:



Стрелки между левой и правой частью уравнений указывают *только* на переход из одного класса соединений в другой. Реакции, написанные в такой форме, не учитывают, сколько молекул исходного вещества нужно взять, чтобы получить нужное количество молекул конечного продукта.

Чтобы правильно отвечать на такой вопрос, нужно изучить специальный раздел, который помещен сразу же после темы "Оксиды". Называется этот раздел "Химические уравнения". А пока будем записывать уравнения реакций, как показано выше.

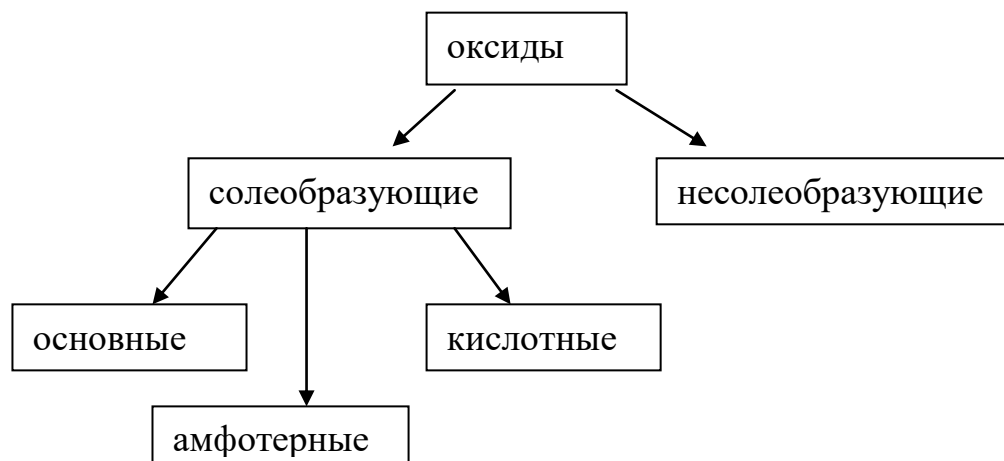
Оксиды неметаллов называются *кислотными*, т.к. при взаимодействии их с водой получаются кислородсодержащие кислоты (см. схему 1, в столбце IV). Переход от кислотных оксидов в кислоты осуществляется по реакциям:



Еще существуют амфотерные оксиды, которые по своим химическим свойствам занимают промежуточное положение между основными и кислотными оксидами (см. Самоучитель по химии, ч. II).

Из перечисленных оксидов можно получить самые сложные неорганические вещества – соли (см. в схеме 1 расположены в столбце V). Поэтому эти оксиды называют *солеобразующими*. Существует небольшое количество оксидов, которые относятся к *несолеобразующим*, например: CO, NO, N₂O.

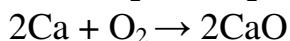
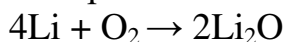
Классификацию оксидов можно представить следующей схемой [4]:



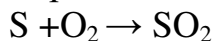
Итак, из оксидов получают все остальные классы неорганических соединений: гидроксиды, кислородсодержащие кислоты, соли, что и показано в схеме 1.

§14 Получение оксидов

Большинство простых веществ, за небольшим исключением, окисляется кислородом воздуха или чистым кислородом, образуя оксиды. Именно поэтому, оксиды выделены особой строкой внизу в таблице Д.И. Менделеева. Иногда процесс окисления представляет собой очень сложную реакцию, но в простых случаях реакция окисления выражается следующим образом:

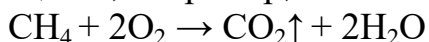


Во многих других случаях при комнатной температуре реакция проходит очень медленно или вовсе не протекает. Однако она осуществляется при повышенной температуре, часто при горении, например:



Эти три реакции относятся к *реакциям синтеза* (или соединения), т.к. в данном случае из двух простых веществ получается одно сложное вещество.

Оксиды получают также при горении на воздухе или в атмосфере кислорода многих сложных веществ, например, метана CH_4 :

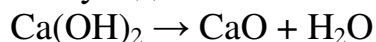


метан

Стрелка вверх указывает, что получено газообразное вещество.

Эту реакцию можно отнести к *реакциям замещения*, т.к. в молекуле метана CH_4 вместо водорода появляется кислород, а в молекуле кислорода вместо одного атома кислорода появляется 2 атома водорода.

Оксиды можно получать по *реакциям разложения* более сложных веществ, к каким относятся гидроксиды, кислоты и соли. Формулы некоторых из них вы увидите в схеме 1. Например:



Реакции разложения обычно протекают при нагревании.

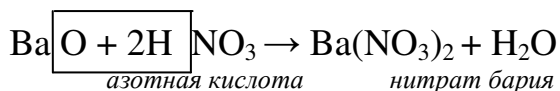
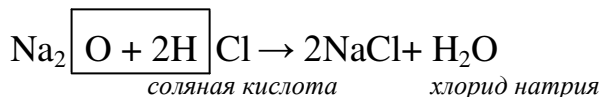
Итак, вы узнали, что реакции имеют свои названия. Например:

- *реакции соединения*, когда из двух или более веществ образуется одно;
- *реакции замещения* – в исходном веществе появляются части другого исходного вещества, но одно исходное вещество обязательно является простым;
- *реакции разложения* – из одного сложного вещества образуются два или более простых веществ.

§15 Свойства оксидов [4]

Оксиды металлов с постоянной валентностью взаимодействуют с кислотами, в результате образуются соль и вода.

Например:

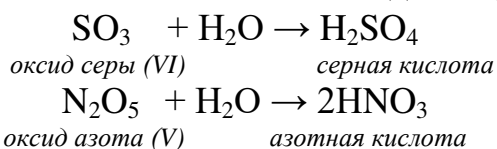


Эти две реакции относятся к *реакциям обмена*, когда два сложных вещества – оксид металла и кислота – обмениваются своими составными частями. При этом атомные частицы кислорода, входящие в состав оксида, заменяются кислотными остатками, а атомные частицы водорода в кислоте заменяются атомными частицами металла.

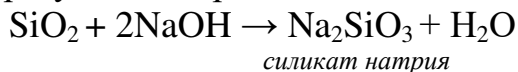
Итак, реакциями обмена называются химические реакции между двумя сложными веществами, при которых эти вещества обмениваются своими составными частями.

• **Оксиды, реагирующие с кислотами с образованием соли и воды, относятся к основным оксидам.**

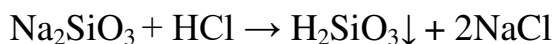
К кислотным оксидам относятся оксиды неметаллов, так как каждому из них соответствует кислота. В большинстве случаев кислота образуется при непосредственном взаимодействии кислотного оксида с водой:



Однако некоторые кислотные оксиды с водой не взаимодействуют. Соответствующие кислоты можно получить из таких оксидов косвенным путем. Например, диоксид кремния SiO_2 (IV) не реагирует с водой, но при сплавлении со щелочью образует соль кремниевой кислоты:

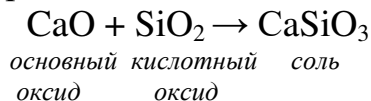


При действии кислоты на раствор образовавшейся соли выпадает студенистый осадок кремниевой кислоты:

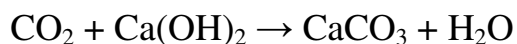


Стрелка вниз указывает на образование осадка.

Следует отметить, что основные и кислотные оксиды, взаимодействуя между собой, образуют соли. Так, при сплавлении оксида кальция с оксидом кремния (IV) образуется соль кремниевой кислоты – силикат кальция:



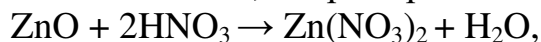
Кислотные оксиды реагируют с гидроксидами с образованием соли и воды:



карбонат кальция

• **Оксиды, реагирующие с основаниями с образованием соли и воды, относятся к кислотным оксидам.**

Амфотерные оксиды обладают свойствами основных и кислотных оксидов, то есть могут реагировать и с кислотами, и с основаниями. К таким оксидам относится, например, оксид цинка. Он взаимодействует с образованием соли и воды как с кислотой, например:



нитрат цинка

так и с основанием с образованием соли с очень сложной формулой:



В первом случае оксид цинка проявляет свойства основного, а во втором – кислотного оксида.

• **Оксиды, реагирующие как с кислотами, так и с основаниями с образованием в каждом случае соли, относят к амфотерным оксидам.**

Примерами амфотерных оксидов могут служить, кроме оксида цинка, также оксид свинца PbO (II) и оксид хрома Cr₂O₃ (III) и др.

Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды. Так, оксиду цинка отвечает гидроксид цинка Zn(OH)₂, оксиду хрома (III) – гидроксид хрома (III) Cr(OH)₃. Все эти гидроксиды амфотерны: они реагируют с образованием соответствующих солей как с кислотами, так и с основаниями. Амфотерные оксиды подробнее рассмотрим во второй книге.

§16 Химические уравнения

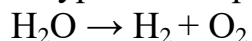
• **Химическим уравнением называется условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.**

В левой части уравнения записывают формулы (или формулу) веществ, вступивших в реакцию, соединяют их знаком плюс. В правой части уравнения записывают формулы (формулу) образующихся веществ, также соединенных знаком плюс. Между частями уравнения ставят стрелку. Затем находят коэффициенты – числа, стоящие перед формулами веществ, чтобы число атомов одинаковых элементов в левой и правой частях уравнения были равны.

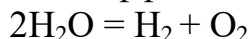
Надо твердо усвоить, что в химических реакциях атомные частицы (или, просто, атомы) не создаются и не разрушаются. Создаются и разрушаются молекулы веществ, а число атомных частиц каждого элемента остается постоянным, т.е. число атомов определенного элемента в левой части уравнения должно быть равным числу атомов этого элемента в правой части уравнения.

Этот закон сохранения элементов был открыт и сформулирован выдающимся французским химиком А. Лавуазье в 1789 году.

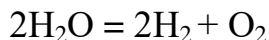
Запишем, например, следующее уравнение реакции:



Так как число атомов кислорода в правой части вдвое больше, чем в левой, запишем перед формулой воды коэффициент 2.



Но теперь в левой части уравнения стало четыре атома водорода, а в правой их осталось два. Чтобы уравнивать число атомов водорода, запишем перед его формулой в правой части также коэффициент 2. Так как мы уравнивали число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения, заменим стрелку на знак равенства:

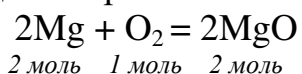


Теперь, наверное, вам понятно, почему такая запись называется уравнением.

Итак, химические уравнения не только качественно характеризуют процессы превращения веществ (какие вещества вступили в реакцию и какие образуются), но и выражают соотношение между количествами веществ, участвующих в реакции.

При различных расчетах используют не число атомов или молекул, а известную уже вам химическую единицу измерения — количество вещества, обозначаемое индексом "n" или "v" под формулами веществ в виде численных коэффициентов.

Например, уравнение реакции сгорания магния в кислороде:



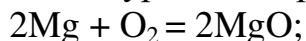
означает, что каждые 2 моль магния, взаимодействуя с 1 моль кислорода, образуют 2 моль оксида магния.

В химии принято слово "Моль" в письменном виде не склонять, а в устной речи склонение допускается.

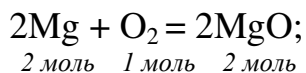
Разумеется, реагировать с кислородом могут и другие количества магния, но тогда пропорционально изменятся и количества вступающих в реакцию кислорода и образующегося оксида магния.

Пример 1. Какое количество кислорода потребуется для сжигания 3 моль магния?

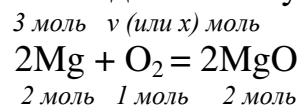
Решение: а) вначале записывается уравнение реакции:



б) под химическими формулами веществ, названных в условии задачи, записываются их количества:



в) над химическими формулами — данные из условия задачи



г) далее рассуждаем так:

если по уравнению реакции на 2 моль Mg требуется 1 моль O₂,
то на 3 моль Mg требуется X моль O₂.

Из составленной пропорции находим x :

$$X = \frac{3 \text{ моль } Mg \cdot 1 \text{ моль } O_2}{2 \text{ моль } Mg} \text{ или проще: } X = \frac{3 \cdot 1}{2} = 1,5 \text{ моль.}$$

Ответ: Для сжигания 3 моль Mg требуется 1,5 моль O_2 .

Итак, зная количество одного из исходных веществ, вступившего в реакцию, или количество одного из образовавшихся продуктов реакции, можно вычислить количества других веществ, вступивших в реакцию или образовавшихся в результате ее [4].

§17 Отдельные представители оксидов

Вода H_2O . Это самое удивительное, самое распространенное и одно из самых необходимых веществ на нашей планете. Почти три четверти поверхности земного шара занято водой морей и океанов. Льдом покрыто 20% суши (ледники гор, арктические и антарктические шапки планеты). Вода влияет на климат планеты, потому что она обладает очень большой теплоемкостью. Нагреваясь, вода поглощает тепло, а остывая, отдает его и тем самым "выравнивает" климат. А от космического холода предохраняют Землю те молекулы воды, которые рассеяны в атмосфере – в облаках в виде пара.

В организме человека вода составляет до 80% массы клетки и выполняет в ней чрезвычайно важные функции: определяет объем и упругость клеток, транспортирует в клетку и из нее растворенные вещества, предохраняет клетку от резких колебаний температур. Тело человека на $2/3$ состоит из воды. Почти все реакции в живой клетке протекают в водных растворах.

Большинство реакций, используемых в технологических процессах на предприятиях химической, фармацевтической и пищевой промышленности, происходит также в водных растворах.

На вопрос: много ли воды на Земле? – однозначно ответить трудно: и очень много, и очень мало одновременно. Почему много – очевидно: океаны, ледники, реки, дожди... А вот почему мало? Во-первых, потому, что потребности человечества в воде сегодня уже сравнимы с возобновляемыми ресурсами пресной воды на нашей планете. Во-вторых, осуществляя производственные процессы, мы больше загрязняем воду, чем очищаем ее. В-третьих, большая часть земной воды – это не просто вода, а концентрированные солевые и иные растворы. В-четвертых, очень много пресной воды мы расходует бездумно и напрасно. Поэтому необходимо беречь воду.

Диоксид углерода $CO_2(IV)$ образуется в природе при горении дерева и угля, дыхании животных, гниении. Особенно много CO_2 как продукта сжигания огромных количеств топлива поступает в атмосферу в больших промышленных центрах.

В некоторых местах земного шара CO_2 выделяется в воздух вследствие вулканической деятельности, а также из подземных источников. Несмотря на непрерывное поступление диоксида углерода в атмосферу, содержание его в воздухе довольно постоянно, составляя в среднем около 0,03% об. Это

объясняется поглощением диоксида углерода растениями, а также его растворением в воде.

Диоксид углерода при обычных условиях – бесцветный газ, примерно в 1,5 раза тяжелее воздуха, благодаря чему его можно переливать, как жидкость, из одного сосуда в другой. Масса 1 л CO_2 при нормальных условиях составляет 1,98 г. Растворимость диоксида углерода в воде невелика: 1 объем воды при 20°C растворяет 0,88 объема CO_2 , а при 0°C – 1,7 объема. Применяется диоксид углерода при получении соды по аммиачно-хлоридному способу, для синтеза карбамида, для получения солей угольной кислоты, а также для газирования фруктовых и минеральных вод и других напитков.

При давлении около 0,6 МПа диоксид углерода при комнатной температуре превращается в жидкость. Жидкий диоксид углерода хранят в стальных баллонах. При быстром выливании его из баллона поглощается вследствие испарения так много теплоты, что CO_2 превращается в твердую белую снегообразную массу, которая, не плавясь, сублимируется при $-78,5^\circ$. Твердый диоксид углерода под названием «сухой лед» применяется для охлаждения скоропортящихся продуктов, для производства и сохранения мороженого, а также во многих случаях, когда требуется получение низкой температуры.

Оксид углерода (II), или окись углерода, CO – бесцветный, ядовитый газ, конденсирующийся в жидкость только при -192°C и затвердевающий при -205°C . В воде окись углерода растворима очень мало и не вступает с ней в химическое взаимодействие.

§18 Понятие о растворах

Химики используют воду для приготовления самых разнообразных растворов. Способность растворять многие вещества – одно из важнейших свойств воды. Из собственного опыта вы знаете, что если положить ложку соли или сахара в стакан с водой, то кристаллы этих веществ постепенно "исчезают", т.к. растворитель (вода) растворяет соль и сахар (растворимые вещества), образуя раствор.

Итак, растворитель с растворенным веществом образует раствор.

Растворы бывают самые разнообразные: жидкие, газообразные, твердые.

Пока мы остановимся на рассмотрении жидких растворов, чтобы научиться решать очень интересные задачи.

Жидкие растворы бывают разбавленные (когда растворимые вещества берутся в небольшом количестве до 10%) и концентрированные (когда растворимые вещества берутся больше).

Если вещество уже не растворяется в растворителе, то такой раствор называется насыщенным.

Но лучше пользоваться не словесными характеристиками, а точно, в цифрах указывать, сколько берется растворителя и сколько вещества.

Количественный состав растворов выражается различными способами. Мы изучим два способа: а) массовую долю растворенного вещества; б) молярную концентрацию (молярность) [1].

Массовая доля растворенного вещества

Массовая доля растворенного вещества- это *отношение массы вещества к массе всего раствора*:

$$\omega_B = \frac{m_{\text{вещ.}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

где ω – массовая доля растворенного вещества, выраженная в долях единицы;

$m(\text{в-ва})$ – масса растворенного вещества, г;

$m(\text{р-ра})$ – масса раствора, г.

Массовую долю растворенного вещества, выраженную в процентах, часто называют **процентной концентрацией раствора**:

$$\omega_B = \frac{m_{\text{вещ.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Массу раствора можно рассчитать по формулам:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{растворителя}) + m(\text{в-ва});$$

$$m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V,$$

где V – объем раствора, мл;

ρ – плотность раствора, г/мл.

Молярная концентрация

Молярная концентрация *показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора*.

Молярную концентрацию можно рассчитать по формуле:

$$C = \frac{n}{V} \text{ или } C = \frac{\nu}{V}$$

где C – молярная концентрация, моль/л;

n – количество растворенного вещества, моль;

V – объем раствора, л.

На практике часто переходят от одного способа выражения концентрации к другому по известной плотности раствора, используя при этом формулу: $m = \rho \cdot V$.

§19 Примеры задач на растворы

Пример 1: В 100 г воды растворили 10 г хлорида натрия. Найдите массовые доли (в %) соли и воды в полученном растворе.

<u>Дано:</u>	<u>Решение:</u>
$m_{\text{воды}} = 100 \text{ г.}$	$\omega_{\text{соли}} = \frac{m_{\text{соли}}}{m_{\text{р-ра}}}$
$m_{\text{соли}} = 10 \text{ г.}$	
$\omega_{\text{соли}} - ?$	Масса раствора ($m_{\text{р-ра}}$) равна сумме массы растворителя (в данном случае – воды, $m_{\text{воды}}$) и растворенного вещества (здесь – соли, $m_{\text{соли}}$):
$\omega_{\text{воды}} - ?$	

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{воды}} + m_{\text{соли}}, \quad \text{тогда}$$

$$\omega_{\text{соли}} = \frac{m_{\text{соли}}}{m_{\text{воды}} + m_{\text{соли}}} = \frac{10 \text{ г}}{100 \text{ г} + 10 \text{ г}} \cdot 100\% = 9,1\%$$

Находим массовую долю воды: $\omega_{\text{воды}} = 100\% - 9,1\% = 90,9\%$.

Ответ: $\omega_{\text{соли}} = 9,1\%$
 $\omega_{\text{воды}} = 90,9\%$.

Пример 2: В каком количестве воды нужно растворить 10 г сульфата натрия Na_2SO_4 , чтобы массовая доля соли в растворе составляла 5%?

<u>Дано:</u>	<u>Решение:</u>
$\omega_{\text{соли}} = 5\%$	$\omega_{\text{соли}} = \frac{m_{\text{соли}}}{m_{\text{воды}} + m_{\text{соли}}};$
$m_{\text{соли}} = 10 \text{ г}$	
$m_{\text{воды}} - ?$	$0,05 = \frac{10}{m_{\text{воды}} + 10}$
	$0,05m_{\text{воды}} + 0,05 \cdot 10 = 10$
	$0,05m_{\text{воды}} = 10 - 0,5$
	$m_{\text{воды}} = \frac{9,5}{0,05} = 190 \text{ г}$

Ответ: $m_{\text{воды}} = 190 \text{ г.}$

Пример 3: В 4 л раствора содержится 196,2 г серной кислоты H_2SO_4 . Чему равна молярная концентрация серной кислоты в этом растворе?

Дано:

$$V_{\text{р-ра}}=4\text{ л}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)=196,2\text{ г}$$

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

Решение:

Используя данные таблицы Д.И. Менделеева, находим относительную молекулярную массу M_r серной кислоты: $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=1,0\cdot 2+32,1+16,0\cdot 4=98,1$, что соответствует молярной массе серной кислоты $M=98,1\text{ г/моль}$ (см. §8)
Найдем количество вещества содержащейся в растворе серной кислоты:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{196,2\text{ г}}{98,1\text{ г/моль}} = 2,0\text{ моль}$$

Теперь находим искомую молярную концентрацию:

$$C = \frac{\nu_{\text{моль}}}{V_{\text{л}}} = \frac{2,0\text{ моль}}{4,0\text{ л}} = 0,5\text{ моль/л}$$

Ответ: $C(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,5\text{ моль/л}$.

Глава III

§20 Гидроксиды (основания)

Кроме бинарных соединений, к которым относятся оксиды, существуют более сложные вещества, например, *гидроксиды*, которые состоят из трех элементов: металла, кислорода и водорода. Это очень большая и важная в практическом отношении группа веществ. В схеме 1 они расположены в столбце III.

Водород и кислород входят в состав гидроксидов в виде гидроксильной или *гидроксогруппы* (ОН), связанной с металлом. Примерами гидроксидов являются: NaOH, Ca(OH)₂, Fe(OH)₃ и др. (см. схему 1).

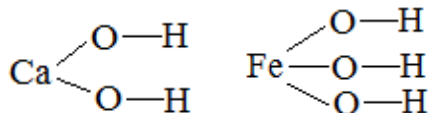
Названия оснований состоят из двух слов: "гидроксид" и наименование металла:

NaOH – гидроксид натрия;

Ca(OH)₂ – гидроксид кальция;

Fe(OH)₃ – гидроксид железа(III).

В молекуле гидроксидов атом металла соединяется с атомами кислорода гидроксильных групп. Например:



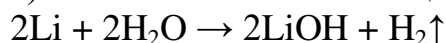
По традиции гидроксиды обычно называют основаниями.

Основания делят на растворимые в воде (*щелочи*) и нерастворимые. *Амфотерные основания* могут проявлять свойства слабых кислот.

Получение гидроксидов (или оснований).

1. Растворимые основания получают при взаимодействии:

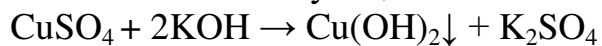
а) активных металлов с водой:



б) оксидов металлов с водой:



2. Нерастворимые основания получают при действии растворимых оснований на соответствующие соли:



3. Электролиз водных растворов солей является техническим способом получения оснований. Он требует особых объяснений, поэтому будет рассмотрен во 2-й книге "Самоучителя".

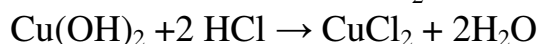
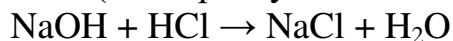
Свойства оснований

1. Общим свойством является действие оснований на растворы индикаторов. Индикаторами называются вещества, изменяющие свою окраску в присутствии оснований. Если вы обмакнете универсальную лакмусовую бумажку в раствор щелочи (или другого растворимого в воде гидроксида), то

желтый цвет бумажки окрасится в темно-синий. Это надо запомнить и использовать в экспериментах.

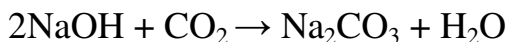
Очень эффективным индикатором для щелочных растворов является фенолфталеин. Если прикапывать бесцветный спиртовой раствор фенолфталеина к раствору щелочи, то он сразу же окрасится в интенсивный малиновый цвет.

2. Наиболее характерное свойство оснований – это взаимодействие их с кислотами (см. стрелку в схеме 1 от IV столбца к V):



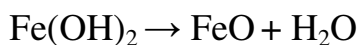
Эти реакции получили название реакций нейтрализации. Они являются универсальными, т.к. протекают между любыми основаниями и кислотами. В результате таких реакций образуются соль и вода, т.к. атомные частицы водорода, входящие состав кислоты, обмениваются с атомными частицами металла, входящими в состав основания.

Вариантом реакции нейтрализации может служить взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



Это должно быть понятно, т.к. кислоты получаются из кислотных оксидов.

3. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду. Например:



Для растворимых оснований такая реакция не характерна.

Задачи на тему "Гидроксиды" смотрите в [7, с. 28].

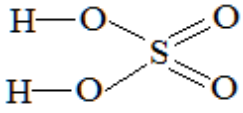
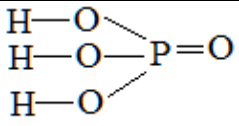
§21 Кислоты

Кислоты – еще более сложные вещества, содержащие атомы водорода, соединенные с кислотным остатком. В схеме 1 они находятся в столбце IV.

По составу кислоты делят на *бескислородные* (HCl, H₂S и др.) и *кислородсодержащие* (H₂SO₄, H₃PO₄ и др.)

По числу атомов водорода, способных к отщеплению в водном растворе, кислоты делятся на *одноосновные* (HF, HNO₃), *двухосновные* (H₂S, H₂SO₄) и *трехосновные* (H₃PO₄).

В кислородсодержащих кислотах атомы водорода связаны с атомами кислорода, но не с атомами кислотообразующего элемента. Например:

H_2S O_4	
H_3P O_4	

Кислоты делятся на сильные (H₂SO₄, HNO₃, HCl, HBr, HI) и слабые (H₂S, H₂CO₃, H₂SO₃, HNO₂).

Названия бескислородных кислот образуются из названий соответствующих водородных соединений неметаллов: HCl – *хлороводород*, HF – *фтороводород*, HBr – *бромоводород*, HI – *йодоводород*, H₂S – *сероводород* и т.п.

Водные растворы этих веществ называются соответственно *хлороводородная* кислота, *сероводородная* кислота и т.д. По исторически сложившейся традиции хлороводородную кислоту обычно называют *соляной* кислотой.

Названия кислородсодержащих кислот также производятся от корня русского названия элемента, образующего кислоту, с добавлением окончания "ная" или "овая" и добавлением слова "кислота": HNO₃ – *азотная* кислота, HClO₄ – *хлорная* кислота, H₂SO₄ – *серная* кислота, H₃PO₄ – *фосфорная* кислота. В качестве исключения H₂CO₃ называется *угольной*, а не "углеродной" кислотой.

Получение кислот

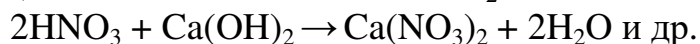
Легче всего кислородсодержащие кислоты получают из кислотных оксидов при взаимодействии их с водой: SO₃ + H₂O → H₂SO₄ (см.схему 1).

Каждая бескислородная кислота получается характерным для нее специфическим способом (см.Интернет).

Свойства кислот

1. Общим свойством является действие кислот на растворы индикаторов. В настоящее время чаще всего используют универсальную лакмусовую бумагу, которая при контакте с растворами кислот окрашивается в красный цвет.

2. Очень важное свойство кислот – это их способность реагировать с основаниями по реакции нейтрализации: HCl + NaOH → NaCl + H₂O



3. Водным растворам кислот характерно взаимодействие со многими металлами с образованием соли и выделением водорода.



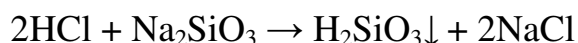
Опытным путем ученые составили так называемый ряд напряжений металлов, в который включен водород в качестве стандарта для сравнения активности металлов:



В этом ряду все металлы, стоящие до водорода, могут "вытеснять" водород из растворов кислот в отличие от металлов, расположенных после водорода.

Исключение составляют растворы азотной кислоты, которые при контакте с металлами водород не выделяют, а реагируют с основными оксидами: CuO + 2HNO₃ = Cu(NO₃)₂ + H₂O

4. Сильные кислоты вытесняют слабые из их солей:



HCl – сильная кислота;

H₂SiO₃ – слабая кислота.

Задачи на тему "Кислоты" смотрите в [7, с. 29].

§22 Соли

Соли – сложные вещества, состоящие из металла, соединенного с кислотным остатком. Например: NaCl, Na₂SO₄, Na₂CO₃ и др. Это самая многочисленная группа неорганических веществ. В схеме 1 вы найдете соли в последнем V столбце.

Названия и химические формулы солей

Названия солей кислородсодержащих кислот начинаются с названия кислотного остатка в именительном падеже. Это название образуется из корня *латинского названия* элемента, образующего кислоту, и окончания "*ат*". Например: кислотные остатки азотной кислоты NO₃⁻;

серной кислоты SO₄²⁻;

фосфорной кислоты PO₄³⁻

называются соответственно *нитрат* (от nitrogenium), *сульфат* (от sulfur), *фосфат* (от phosphorus) .

Затем к названиям остатка добавляем название металла. Например: K₂SO₄ – сульфат калия, NaNO₃ – нитрат натрия, Na₃PO₄ – фосфат натрия, Na₂SO₄ – сульфат натрия (см. схему 1).

Если металл имеет разные валентности, то это отмечают римской цифрой (в скобках) после названия элемента. Например: FeSO₄ – сульфат железа (II), Fe₂(SO₄)₃ – сульфат железа (III).

Названия солей важнейших кислот приведены в таблице 4.

Таблица 4 – Соли различных кислот

Название и химическая формула кислоты	Название солей	Примеры солей
<i>Бескислородные кислоты и их соли</i>		
Фтороводородная (плавиковая) HF	Фториды	KF, CaF ₂
Хлороводородная (соляная) HCl	Хлориды	NaCl, BaCl ₂
Бромоводородная HBr	Бромиды	NaBr, SrBr ₂
Йодоводородная HI	Йодиды	KI, BaI ₂
Сероводородная H ₂ S	Сульфиды	CuS, K ₂ S
<i>Кислородсодержащие кислоты и их соли</i>		
Азотная HNO ₃	Нитраты	Mg(NO ₃) ₂ , Fe(NO ₃) ₃
Кремниевая H ₂ SiO ₃	Силикаты	Na ₂ SiO ₃ , CaSiO ₃
Серная H ₂ SO ₄	Сульфаты	Al ₂ (SO ₄) ₃ , Na ₂ SO ₄
Угльная H ₂ CO ₃	Карбонаты	Ca CO ₃ , Na ₂ CO ₃
Фосфорная H ₃ PO ₄	Фосфаты	K ₃ PO ₄ , Ca ₃ (PO ₄) ₂
Марганцовая HMnO ₄	Перманганаты	KMnO ₄ , NaMnO ₄

Из таблицы видно, что названия солей бескислородных кислот составляются проще: к названиям "фторид", "хлорид", и др. добавляется название металла:

KF – фторид калия;

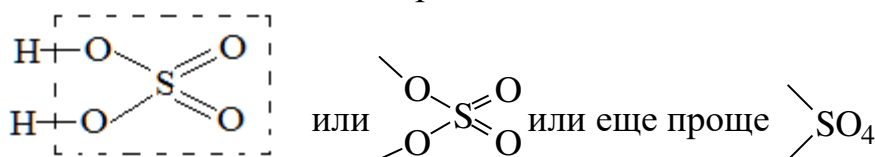
NaCl – хлорид натрия и т.п.

Соли делят на *средние*, *кислые* и *основные* (см. схему 1, V столбец).

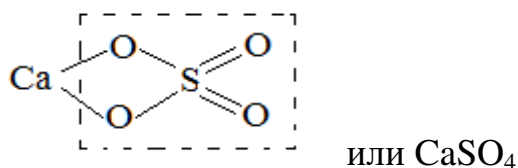
Средние соли – продукт полного замещения атомов водорода кислот на атомы металла. Например: NaCl, NaNO₃, Na₂SO₄, Na₃PO₄ и др.

При составлении графических формул средних солей следует в графических формулах соответствующих кислот замещать атомы водорода атомами металла с учетом валентности металла.

Составим графическую формулу сульфата кальция CaSO₄. Эта соль содержит кислотный остаток серной кислоты H₂SO₄:

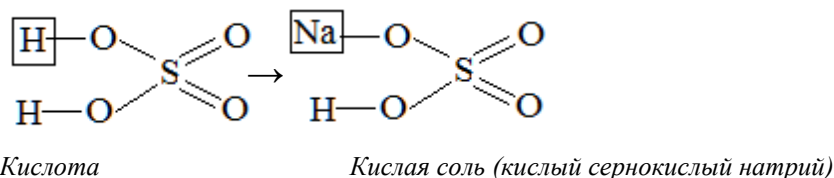


Валентность Ca равна двум, поэтому один атом кальция замещает два атома водорода в молекуле кислоты:

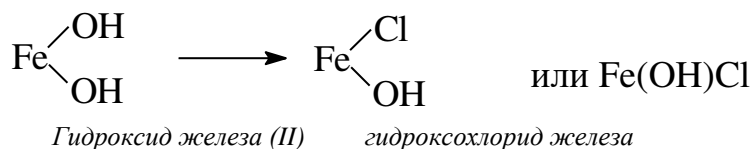


В молекуле любой соли сумма валентностей атомов металла равна сумме валентностей кислотных остатков.

Кислые соли – это продукты *неполного замещения* атомов водорода в молекуле многоосновных кислот атомами металла. Например: NaHSO₄



Основные соли – это продукты *неполного замещения* гидроксильных групп в молекулах гидроксидов кислотными остатками. Например:



Далее мы будем изучать получение и свойства средних солей. Кислые и основные соли будут рассмотрены позже.

Получение средних солей

Все способы получения солей основаны на химических свойствах изученных нами классов неорганических соединений. Это означает, что соли можно получить из оксидов, гидроксидов и кислот. Для наглядности мы

Неорганические вещества

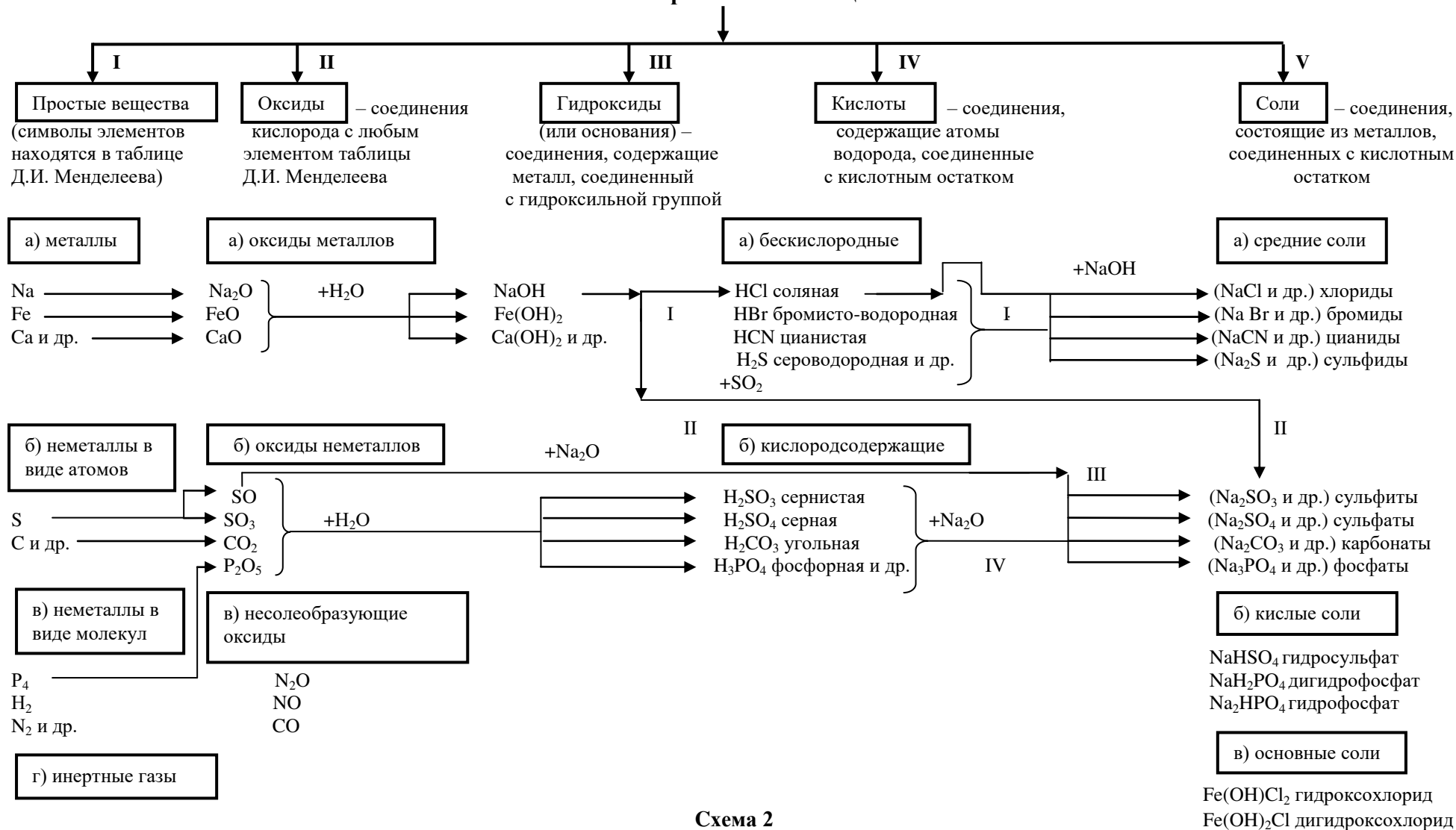
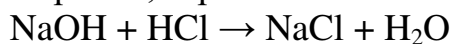


Схема 2

предлагаем на странице 39 схему 2, которая является разновидностью уже известной вам схемы 1 с нужными дополнениями.

В схеме 2 появились горизонтальные стрелки от оксидов, гидроксидов, и кислот к солям. Эти стрелки поясним на примере химических реакций.

1. Стрелка I между III и IV столбцами идет от гидроксида натрия NaOH к соляной кислоте HCl и заканчивается около NaCl (хлорида натрия). Таким образом, стрелка I показывает следующую реакцию:



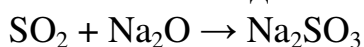
Эта известная вам реакция нейтрализации (см. тему "Гидроксиды"), по которой получают соль и вода.

2. Стрелка II, расположенная ниже стрелки I, идет от NaOH, к которому добавляется кислотный оксид серы SO₂. Заканчивается стрелка II около Na₂SO₃ (сульфит натрия). Т.о., по стрелке II можно составить еще одно уравнение реакции получения солей, а именно взаимодействием гидроксидов с кислотными оксидами: $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Это разновидность реакции нейтрализации, которая является универсальной и самой распространенной реакцией в неорганической химии.

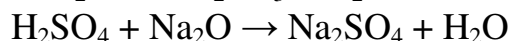
3. Стрелка III расположена еще ниже и направляется от кислотного оксида серы SO₂ (столбец II) через столбец III и IV к столбцу V, а именно, тоже к сульфиту натрия Na₂SO₃.

По стрелке III сульфит натрия получается в результате взаимодействия SO₂ с основным оксидом натрия Na₂O по уравнению:



Это еще один вариант реакции нейтрализации.

4. Стрелка IV очень короткая от столбца IV к столбцу V (расположена еще ниже). Она показывает способ получения солей из кислот при взаимодействии с основными оксидами, в частности, с оксидом натрия Na₂O. Например: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

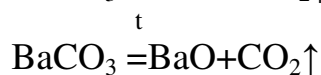
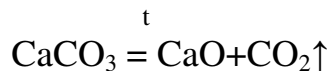


Вы уже догадались, что и эти реакции относятся к реакциям нейтрализации.

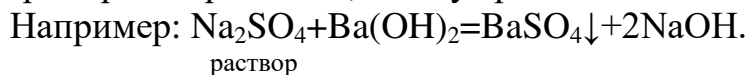
Существуют другие специфические реакции получения солей, которые не укладываются в эту схему (см. Интернет).

Химические свойства солей.

Вы уже знаете, что соли являются самыми сложными неорганическими соединениями. Поэтому напрашивается мысль, что из них можно получить более простые вещества. И действительно, многие твердые соли при нагревании разлагаются на соответствующие оксиды:



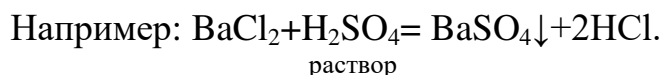
Если брать растворы солей, то идут реакции обмена.



В этом случае взята растворимая соль Na_2SO_4 и на нее подействовали основанием. Получилась новая соль и новое основание. Запомните: реакция идет в том случае, если образуется *нерастворимое* вещество.

Поэтому в дальнейшем вы будете пользоваться "Таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде" (см. следующую страницу).

Рассмотрим еще одно свойство солей: действие растворимых кислот на соли.



В этом случае образовалась новая соль и новая кислота. Реакция осуществима, если выпадет осадок или выделяется газообразное вещество.

И в этом случае пригодится таблица растворимости.

Существуют и другие химические свойства солей, которые будут изучаться позднее.

Рассмотренные выше три свойства солей убедительно показали их высокую химическую активность: из них получают оксиды, новые гидроксиды и новые кислоты.

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	М	Н	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	—	М	Р	—	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	—	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	М	—	Н	М	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	—	Н	Н	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
<div>Р</div> — растворимые (больше 1 г. в 100 г воды)				<div>М</div> — малорастворимые (от 0,001 г до 1 г в 100 г воды)				<div>Н</div> — нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды)				<div>—</div> — разлагаются водой или не существуют		

Чтобы понять, почему реакции, которые мы писали во II и III главах, протекают именно так, а не иначе, вам предстоит узнать строение атомов и расположение их в таблице Д.И. Менделеева в современном варианте.

Глава IV

Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева в свете современных представлений

§23 Основные сведения о строении атомов

Атом (от греч. atomos – неделимый) – наименьшая частица вещества, сохраняющая все его химические свойства.

Атомы имеют сложное строение. В центре любого атома находится ядро, которое состоит из протонов (их число обозначается Z) и нейтронов (их число обозначается N). Общее название этих частиц – нуклоны (от англ. nucleus – ядро). Общее число нуклонов в ядре называют массовым числом A :

$$A=Z+N$$

Протон – это частица, которая имеет положительный заряд. Заряд протона в условных единицах равен $+1$. Символ протона – ${}_1\text{P}$.

Нейтрон – это нейтральная частица, заряд нейтрона равен 0 . Символ нейтрона – ${}_0\text{n}$

Поэтому ядра атомов, состоящие из протонов и нейтронов, имеют положительный заряд.

Вокруг ядра движутся электроны, которые имеют отрицательный заряд. Заряд электрона в условных единицах равен -1 . Символ электрона – e .

Протоны, нейтроны и электроны называются элементарными частицами.

Любой атом содержит равное число протонов и электронов, поэтому сумма положительных зарядов в атоме равна сумме отрицательных зарядов. Следовательно, атомы являются электронейтральными частицами.

Ядра различных атомов содержат разное число протонов и нейтронов.

Главной характеристикой любого атома является заряд ядра.

Заряд ядра Z равен числу протонов в ядре и равен *атомному номеру* (порядковому номеру элемента в Периодической таблице). *Химический элемент* – это вид атомов, характеризующихся одним и тем же положительным зарядом ядра. При соединении атомов одного и того же элемента образуются простые вещества, например: водород H_2 и кислород O_2 .

Различные виды атомов имеют общее название – *нуклиды*. В обозначении нуклидов порядковый номер пишут слева внизу от символа нуклида, а массовое число – слева сверху: ${}_Z^AX$ (например, для кислорода ${}_8^{16}\text{O}$).

Нуклиды с одинаковыми Z , но различными A и N называют *изотопами*. Изотопы – это атомы одного и того же химического элемента, имеющие разную массу (массовое число). Химические свойства изотопов идентичны, некоторые физические свойства незначительно различаются. Обычно изотопы различных элементов не имеют специальных названий. Единственное исключение – водород, изотопы которого имеют специальные химические символы и названия: ${}^1\text{H}$ – протий, ${}^2\text{D}$ – дейтерий, ${}^3\text{T}$ – тритий.

При химических реакциях ядра атомов не изменяются, поэтому химические свойства элементов полностью определяются свойствами

электронов, то есть стремлением электронной оболочки атома к различным изменениям под действием реагентов. Число электронов в атоме равно заряду ядра и порядковому номеру элемента. Движение электронов в атоме описывают с помощью орбиталей. Каждый электрон в атоме находится на своей орбитали. Орбиталь характеризует область пространства в атоме, где чаще всего находится электрон.

Взгляните на таблицу 5, где вы четко увидите схематично показанные электронные орбитали вокруг ядра каждого элемента таблицы Д.И. Менделеева. На первоначальном этапе изучения химии достаточно рассмотрение элементов первых 4-х периодов.

Рассматривайте каждый элемент в порядке возрастания порядкового номера элемента, и вы увидите, что порядковый номер элемента совпадает с зарядом ядра этого элемента и с числом электронов, вращающихся вокруг ядра. Каждому периоду соответствует число электронных орбиталей: первому периоду – один слой, второму – два слоя, третьему – три и т.д. *По мере заполнения* на каждом электронном уровне вращается максимально определенное количество электронов: на первом уровне – 2, на втором – 8, на третьем – 8, на четвертом – 18. Это вы увидите в последней вертикальной колонке.

Как происходит заполнение электронных уровней, и различные характеристики электронов вы можете прочитать в любом учебнике по химии или дождаться выпуска второй книги "Самоучителя ...".

А сейчас вы должны усвоить, что:

- в каждом периоде (слева направо) находятся элементы с одинаковым числом электронных уровней (или электронных орбиталей, или энергетических уровней);

- в каждой группе (сверху вниз) расположены элементы с одинаковым числом электронов на внешнем энергетическом уровне, они называются валентными электронами. Именно эти электроны и их количество определяют химические особенности элементов, поэтому и наблюдается периодическое повторение свойств элементов, находящихся в одной группе, но в разных периодах.

Таблица 5 – Схемы электронного строения атомов элементов I-IV периодов таблицы Д.И. Менделеева

		Г р у п п ы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
П е р и о д ы	1	1 H $\begin{array}{c} (+1) \\ \text{I} \end{array}$									2 He $\begin{array}{c} (+2) \\ \text{II} \end{array}$
	2	3 Li $\begin{array}{c} (+3) \\ \text{I} \end{array}$ 2 1	4 Be $\begin{array}{c} (+4) \\ \text{II} \end{array}$ 2 2	5 B $\begin{array}{c} (+5) \\ \text{III} \end{array}$ 2 3	6 C $\begin{array}{c} (+6) \\ \text{IV} \end{array}$ 2 4	7 N $\begin{array}{c} (+7) \\ \text{V} \end{array}$ 2 5	8 O $\begin{array}{c} (+8) \\ \text{VI} \end{array}$ 2 6	9 F $\begin{array}{c} (+9) \\ \text{VII} \end{array}$ 2 7			10 Ne $\begin{array}{c} (+10) \\ \text{VIII} \end{array}$ 2 8
	3	11 Na $\begin{array}{c} (+11) \\ \text{I} \end{array}$ 2 8 1	12 Mg $\begin{array}{c} (+12) \\ \text{II} \end{array}$ 2 8 2	13 Al $\begin{array}{c} (+13) \\ \text{III} \end{array}$ 2 8 3	14 Si $\begin{array}{c} (+14) \\ \text{IV} \end{array}$ 2 8 4	15 P $\begin{array}{c} (+15) \\ \text{V} \end{array}$ 2 8 5	16 S $\begin{array}{c} (+16) \\ \text{VI} \end{array}$ 2 8 6	17 Cl $\begin{array}{c} (+17) \\ \text{VII} \end{array}$ 2 8 7			18 Ar $\begin{array}{c} (+18) \\ \text{VIII} \end{array}$ 2 8 8
	4	19 K $\begin{array}{c} (+19) \\ \text{I} \end{array}$ 2 8 8 1	20 Ca $\begin{array}{c} (+20) \\ \text{II} \end{array}$ 2 8 8 2	21 Sc $\begin{array}{c} (+21) \\ \text{III} \end{array}$ 2 8 9 2	22 Ti $\begin{array}{c} (+22) \\ \text{IV} \end{array}$ 2 8 10 2	23 V $\begin{array}{c} (+23) \\ \text{V} \end{array}$ 2 8 11 2	24 Cr $\begin{array}{c} (+24) \\ \text{VI} \end{array}$ 2 8 13 1	25 Mn $\begin{array}{c} (+25) \\ \text{VII} \end{array}$ 2 8 13 2	26 Fe $\begin{array}{c} (+26) \\ \text{VIII} \end{array}$ 2 8 14 2	27 Co $\begin{array}{c} (+27) \\ \text{VIII} \end{array}$ 2 8 15 2	28 Ni $\begin{array}{c} (+28) \\ \text{VIII} \end{array}$ 2 8 16 2
		29 Cu $\begin{array}{c} (+29) \\ \text{I} \end{array}$ 2 8 18 1	30 Zn $\begin{array}{c} (+30) \\ \text{II} \end{array}$ 2 8 18 2	31 Ga $\begin{array}{c} (+31) \\ \text{III} \end{array}$ 2 8 18 3	32 Ge $\begin{array}{c} (+32) \\ \text{IV} \end{array}$ 2 8 18 4	33 As $\begin{array}{c} (+33) \\ \text{V} \end{array}$ 2 8 18 5	34 Se $\begin{array}{c} (+34) \\ \text{VI} \end{array}$ 2 8 18 6	35 Br $\begin{array}{c} (+35) \\ \text{VII} \end{array}$ 2 8 18 7			36 Kr $\begin{array}{c} (+36) \\ \text{VIII} \end{array}$ 2 8 18 8

§24 Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Каждому химическому элементу в таблице Д.И. Менделеева отведено свое место со строго определенным номером, который несет в себе важную информацию о строении атома этого элемента и его химических свойствах.

Д.И. Менделеев считал, что главной характеристикой элемента является его атомная масса. Поэтому он расположил все известные элементы в один ряд в порядке увеличения их атомной массы. Этот ряд он свел в таблицу, которая известна всему научному миру как "Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева". Она приведена на следующей странице. В этой таблице светлым фоном обозначены неметаллы. Остальные элементы помещены на темный фон.

Расположив все элементы в порядке возрастания атомных масс, Д.И. Менделеев обнаружил, что сходные в химическом отношении элементы встречаются через определенные интервалы и что, таким образом, в ряду элементов многие их свойства периодически повторяются.

По горизонтали Периодическая система делится на семь периодов [3]:

I период включает в себя два элемента: водород H и гелий He;

II период начинается литием Li и оканчивается неоном Ne (8 элементов);

III период начинается натрием Na и оканчивается аргоном Ar (8 элементов).

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																								VIII		В
	A	I	В	A	II	В	A	III	В	A	IV	В	A	V	В	A	VI	В	A	VII	В	A	В				
1	(H)												H Hydrogenium Водород						He Helium Гелий								
2	Li Lithium Литий		Be Beryllium Бериллий		B Borum Бор		C Carbonum Углерод		N Nitrogenium Азот		O Oxygenum Кислород		F Fluorum Фтор		Ne Neon Неон		Ar Argon Аргон										
3	Na Natrium Натрий		Mg Magnesium Магний		Al Aluminium Алюминий		Si Silicium Кремний		P Phosphorus Фосфор		S Sulfur Сера		Cl Chlorium Хлор		Ar Argon Аргон												
4	K Kalium Калий		Ca Calcium Кальций		Sc Scandium Скандий		Ti Titanium Титан		V Vanadium Ванадий		Cr Chromium Хром		Mn Manganum Марганец		Fe Ferrum Железо		Co Cobaltum Кобальт		Ni Niccolum Никель								
5	Rb Rubidium Рубидий		Sr Strontium Стронций		Y Yttrium Иттрий		Zr Zirconium Цирконий		Nb Niobium Никобий		Mo Molybdaenum Молибден		Tc Technetium Технетий		Ru Ruthenium Рутений		Rh Rhodium Родий		Pd Palladium Палладий								
6	Cs Cesium Цезий		Ba Barium Барий		La*		Hf Hafnium Гафний		Ta Tantalum Тантал		W Wolframium Вольфрам		Re Rhenium Рений		Os Osmium Осний		Ir Iridium Иридий		Pt Platinum Платина								
7	Fr Francium Франций		Ra Radium Радий		Ac**		Rf Rutherfordium Резерфордий		Db Dubnium Дубний		Sg Seaborgium Сиборгий		Bh Bohrium Борий		Hs Hassium Хассий		Mt Meitnerium Мейтнерий										
ФОРМУЛЫ ВЫСОКИХ ОКСИДОВ																											
R ₂ O RO R ₂ O ₃ RO ₂ R ₂ O ₅ RO ₃ R ₂ O ₇ RO ₄																											
ФОРМУЛЫ ЛЕТАУХ СОЕДИНЕНИЙ																											
ЛАНТАНОИДЫ*																											
АКТИНОИДЫ**																											

Три первых периода, состоящие каждый из одного ряда, называются *малыми периодами*.

Периоды IV, V, VI, VII включают по два ряда элементов и называются *большими периодами*; IV и V периоды содержат по 18 элементов, VI и VII – по 32 элемента.

По вертикали элементы располагаются в восьми группах, каждая из которых состоит из двух подгрупп: главная и побочная. В главную подгруппу (обозначенную буквой "А") входят элементы и малых и больших периодов. В побочную подгруппу (буквой "В") входят элементы только больших периодов. Так, в главную подгруппу I группы входят литий, натрий, калий, рубидий и франций – это подгруппа лития Li; побочная подгруппа этой группы образована медью, серебром, золотом – это подгруппа меди Cu.

Чтобы познакомиться с найденной Д.И. Менделеевым закономерностью, выпишем подряд по возрастающей атомной массе первые 20 элементов [9]. Под символом каждого элемента поместим его округленную атомную массу и формулу его кислородного соединения, отвечающего наибольшей валентности элемента по кислороду:

Н водород 1 H ₂ O	He гелий 4 -	Li литий 6,9 Li ₂ O	Be бериллий 9 BeO	B бор 10,8 B ₂ O ₃	C углерод 12 CO ₂	N азот 14 N ₂ O ₅	O кислород 16 -	F фтор 19 F ₂ O	Ne неон 20,2 -
Na натрий 23 Na ₂ O	Mg магний 24,3 MgO	Al алюминий 27 Al ₂ O ₃	Si кремний 28,4 SiO ₂	P фосфор 31 P ₂ O ₅	S сера 32,4 SO ₃	Cl хлор 35,5 Cl ₂ O ₇	Ar аргон 39,9 -	K калий 39,1 K ₂ O	Ca кальций 40,1 CaO

В этом ряду сделано исключение только для калия, который должен был бы стоять впереди аргона. Это исключение находит полное оправдание в современной теории строения атома. Не останавливаясь на водороде и гелии, рассмотрим какова последовательность в изменении свойств остальных элементов.

Литий – одновалентный металл, энергично разлагающий воду с образованием щелочи. За литием идет бериллий – тоже металл, но двухвалентный, медленно разлагающий воду при обычной температуре. После бериллия стоит бор – трехвалентный элемент со слабо выраженными неметаллическими свойствами, проявляющий, однако, некоторые свойства металла. Следующее место в ряду занимает углерод – четырехвалентный неметалл. Далее идут: азот – элемент с довольно резко выраженными свойствами неметалла; кислород – типичный неметалл; наконец, седьмой элемент фтор – самый активный из неметаллов, принадлежащий к группе галогенов.

Таким образом, металлические свойства, ярко выраженные у лития, постепенно ослабевают при переходе от одного элемента к другому, уступая место неметаллическим свойствам, которые наиболее сильно проявляются у фтора. В то же время по мере увеличения атомной массы валентность элементов по отношению к кислороду, начиная с лития, увеличивается на единицу для каждого следующего элемента (единственное исключение из этой закономерности представляет фтор, валентность которого по кислороду равна единице; это связано особенностями строения атомы фтора, которые будут рассмотрены в последующих главах).

Если бы изменение свойств и дальше происходило в том же направлении, то после фтора следовал бы элемент с еще более ярко выраженными неметаллическими свойствами. В действительности же следующий за фтором элемент – неон представляет собой благородный газ, не соединяющийся с другими элементами и не проявляющий ни металлических, ни неметаллических свойств.

За неоном следует натрий – одновалентный металл, похожий на литий. С ним как бы вновь возвращаемся к уже рассмотренному ряду. Действительно, за натрием следует магний – аналог бериллия, т.е. похожий на бериллий по свойствам: потом алюминий, хотя и металл, а не металл как бор, но тоже трехвалентный, обнаруживающий некоторые неметаллические свойств. После него идут кремний – четырехвалентный неметалл, во многих отношениях сходный с углеродом; затем пятивалентный фосфор, по химическим свойствам похожий на азот; сера – элемент с резко выраженными неметаллическими свойствами; хлор – очень энергичный неметалл, принадлежащий к той же группе элементов, что и фтор; и последний – благородный газ аргон.

Если проследить изменение свойств всех остальных известных элементов, то окажется, что, в общем, оно происходит в таком же порядке, как и у первых шестнадцати (не считая водорода и гелия) элементов: за аргоном

опять идет одновалентный щелочной металл калий, затем двухвалентный металл кальций, сходный с магнием, и т.д.

Таким образом, *изменение свойств химических элементов по мере возрастания их атомной массы не совершается непрерывно в одном и том же направлении, а имеет периодический характер.* Через определенное число элементов происходит как бы возврат назад, к исходным свойствам, после чего, в известной мере, вновь повторяются свойства предыдущих элементов в той же последовательности, но с некоторыми качественными и количественными различиями.

Эти рассуждения позволили Д.И. Менделееву расположить рассмотренный ряд элементов в виде следующей таблицы:

I период	H							He
II период	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
III период	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IV период	K	Ca	и т.д.					

Такое изображение отчетливо показывает, что атомные веса элементов непрерывно возрастают, в то время как свойства их периодически повторяются. Подобная периодическая повторяемость свойств характерна для всех элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс.

Установив периодическую повторяемость свойств элементов, Д.И. Менделеев выразил свое открытие в форме Периодического закона: *"Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости атомных весов элементов"*.

В соответствии с этим законом им была составлена Периодическая система элементов, которую он поместил в своем учебнике "Основы химии" [2].

Уверенность в справедливости открытого им закона позволила Д.И. Менделееву предсказать свойства и место в Периодической системе неизвестных в то время элементов: скандия (№ 21), галлия (№ 31) и германия (№ 32).

Современный вариант Периодической системы элементов Д.И. Менделеева несет очень много информации.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Зарядовое число
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a		
1	1	H водород 1,008															He гелий 4,003	2
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998									Ne неон 20,179	10
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,312	Al алюминий 26,982	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453									Ar аргон 39,948	18
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,88	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,845	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,69							
5	5	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,224	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94	Tc технеций 98	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,906	Pd палладий 106,42						Kr криптон 83,8	36
6	6	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,33	La-Lu лантаноиды	Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,23	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,08						Xe ксенон 131,3	54
7	7	Fr франций [223]	Ra радий [226]	Ac-Lu актиноиды	Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сисборгий [263]	Bh борий [264]	Hn хайнхеймий [265]	Mt мейтнерий [266]							Rn радон [222]	86
8	8	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,33	La-Lu лантаноиды	Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,23	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,08						Xe ксенон 131,3	54
9	9	Fr франций [223]	Ra радий [226]	Ac-Lu актиноиды	Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сисборгий [263]	Bh борий [264]	Hn хайнхеймий [265]	Mt мейтнерий [266]							Rn радон [222]	86
10	10	Fr франций [223]	Ra радий [226]	Ac-Lu актиноиды	Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сисборгий [263]	Bh борий [264]	Hn хайнхеймий [265]	Mt мейтнерий [266]							Rn радон [222]	86
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄									
ЛЕТУЧЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR										

Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

ЛАНТАНОИДЫ

57 La лантан 138,905	58 Ce церий 140,12	59 Pr празодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолий 157,25	65 Tb тербий 158,925	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb ytterбий 173,04	71 Lu лютеций 174,967
----------------------------	--------------------------	------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	-----------------------------

АКТИНОИДЫ

89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,029	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm куриум [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калорфорий [251]	99 Es эйнштейний [252]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделевий [258]	102 No нобеллий [259]	103 Lr лоуренсий [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	---------------------------	--------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	-----------------------------	------------------------------

WWW.KRIONIKA.RU



Д.И. Менделеев
1834–1907



С-элементы
P-элементы
d-элементы
f-элементы

WWW.KRIONIKA.RU

Для нужного элемента по его названию вы найдете в каждой клетке:

- химический символ;
- относительную атомную массу, которую будете использовать в различных химических расчетах;
- порядковый номер, который равен заряду ядра этого атома и числу электронов, вращающихся вокруг ядра;
- затем по таблице сможете определить: в каком периоде находится данный элемент, следовательно, сколько электронных уровней вокруг ядра;
- определить, в какой группе находится элемент, следовательно, будете знать, сколько валентных электронов находится на внешнем электронном уровне. Это будет необходимо в дальнейшем для определения типа химической связи этого элемента в изучаемом веществе;
- внизу каждой группы вы найдете химическую формулу высшего оксида для этого элемента;
- а еще ниже для элементов IV-VII групп увидите химическую формулу соединения этого элемента с водородом.

После изучения типов химической связи вы сможете получать из таблицы Д.И. Менделеева такую важную информацию, как изменение электроотрицательности элементов, а, следовательно, изменение реакционной способности, изменение высшей валентности элементов и др.

Итак, вас ждет новая и интересная химическая информация!

Эта информация имеется в любом существующем учебнике, а также она будет во 2-ой книге "Самоучитель по химии".

Дорогие друзья!

Свои отзывы и пожелания присылайте по адресу:

fasxutdinova.railya@mail.ru

Укажите, пожалуйста, свой возраст, род занятий
(учащийся, учитель) и др.

Методика преподавания неорганической химии для тех, кто приступает к ее изучению, предложенная автором в «Самоучителе по химии (пособие для начинающих)» опубликована в следующих статьях:

1. Р.А. Фасхутдинова, Р.Р. Фасхутдинов. «Новый подход в методике изучения темы по химии «Классификация неорганических соединений».

Сб. Международная научно-практическая конференция: «Инновационные технологии в производстве, науке и образовании» Грозный, 2010 г. Том I, с. 97-98.

2. Д.В. Лесной, Р.Р. Бикмухаметова, Р.А. Фасхутдинова. «От классификации химических элементов в таблице Д.И. Менделеева к классификации неорганических соединений».

Сб. «62-я научно-техническая конференция студентов, аспирантов и молодых ученых УГНТУ». Уфа, Изд. УГНТУ, 2011. Книга 2, С. 19-21.

3. Р.А. Фасхутдинова, Р.Р. Фасхутдинов. «Из опыта изучения классификации неорганических соединений». Журнал «Химия в школе», №6, 2012 г., С. 30-32.

Список использованной литературы

1. «Репетитор по химии». Под редакцией А.С. Егорова. Изд. 19-е. Ростов-на-Дону: Издательство «Феникс», 2007 г.
2. Д.И. Менделеев. «Основы химии», т. 1-2. Изд. 13-е. – ГХИ. М-Л. 1947 г.
3. О.С. Габриелян. «Химия». 8 класс. Учебник для общеобразовательных учреждений. Изд. 9-е. – М.: Дрофа, 2005 г.
4. Г.И. Шелинский, В.А. Рабинович, В.В. Шелинская. «Химия». 8 класс. Учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений. Под ред. проф. Г.И. Шелинского. М., АСТ. Астрель, Санкт-Петербург. СпецЛист, 2002 г.
5. Ф.Г. Фельдман, Г.Е. Рудзитис. «Химия». Учебник для 9 класса Средних общеобразовательных учебных заведений. Изд. 3-ею – М.: «Просвещение», 1994 г.
6. А.М. Радецкий, В.П. Горшкова. «Дидактический материал по химии для 8-9 классов». Пособие для учителя. Изд. 7-е. – М.: «Просвещение», 2004 г.
7. И.Г. Хомченко, «Сборник задач и упражнений для средней школы». Изд. 2-е. – М.: Новая волна, 2010 г.
8. Сборник материалов Международной научно-практической конференции. «Инновационные технологии в производстве, науке и образовании». Грозный, 2010 г., С. 97-98.
9. Н.Л. Глинка. «Общая химия». – М.: Изд. «КноРус», 2010 г.
10. Е.А. Еремина. «ЕГЭ». Методическое пособие для подготовки. – М.: Изд. «Экзамен», 2005 г.
11. А.И. Бусев, И.П. Ефимов. «Словарь химических терминов». Пособие для учащихся. – М.: Изд. «Просвещение», 1971 г.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение

Глава I

§1 Классификация неорганических соединений.	5
§2 Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Знаки химических элементов.	6
§3 Химические формулы.	9
§4 Простые вещества.	10
§5 Неметаллы.	11
§6 Металлы.	13
§7 Меры измерения в химии.	13
§8 Относительная атомная и молекулярная массы. Примеры задач. .	14
§9 Количество вещества и число Авогадро. Примеры задач.	15
§10 Вычисление массовой доли элементов в химическом соединении. Примеры задач.	18

Глава II

§11 Оксиды. Определение	20
§12 Валентность.	22
§13 Классификация оксидов.	24
§14 Получение оксидов.	25
§15 Свойства оксидов.	26
§16 Химические уравнения.	27
§17 Отдельные представители оксидов. Вода. Диоксид углерода. Оксид углерода.	29
§18 Понятие о растворах.	30
§19 Примеры задач на растворы.	32

Глава III

§20 Гидроксиды (основания).	34
§21 Кислоты.	35
§22 Соли.	37

Глава IV

§23 Основные сведения о строении атомов.	43
§24 Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. .	45
Список использованной литературы.	51