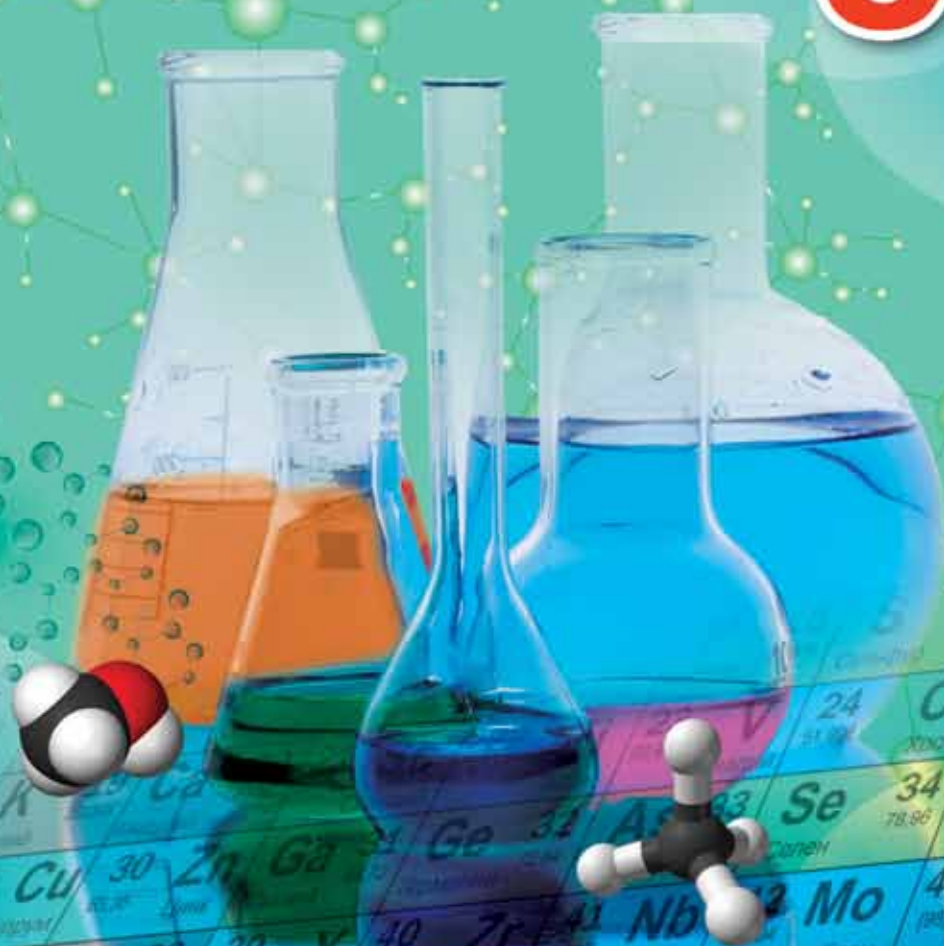


О. Г. Ярошенко

Оріон

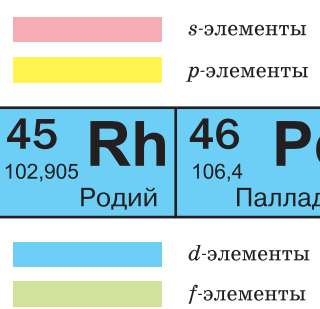
ХИМІЯ

8



Периодическая система химических элементов (короткопериодная форма)

Периоды	Ряды	Группы										VIII			
		I	II	III	IV	V	VI	VII							
1	1	H 1 Гидроген 1,0079								(H)	He 2 Гелий 4,0026	<div style="text-align: right; margin-bottom: 5px;">Порядковый номер</div> <div style="text-align: right; margin-bottom: 5px;">Символ элемента</div> <div style="text-align: right; margin-bottom: 5px;">Ca 20</div> <div style="text-align: right; margin-bottom: 5px;">Кальций 40,08</div> <div style="text-align: right; margin-bottom: 5px;">Название элемента</div> <div style="text-align: right;">Относительная атомная масса элемента</div>			
2	2	Li 3 Литий 6,941	Be 4 Бериллий 9,012	B 5 Бор 10,81	C 6 Карбон 12,011	N 7 Нитроген 14,0067	O 8 Оксиген 15,999	F 9 Флуор 18,998	Ne 10 Неон 20,180						
3	3	Na 11 Натрий 22,990	Mg 12 Магний 24,305	Al 13 Алюминий 26,982	Si 14 Силиций 28,086	P 15 Фосфор 30,974	S 16 Сулфур 32,06	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948						
4	4	K 19 Калий 39,098	Ca 20 Кальций 40,08	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,87 Титан	23 V 50,941 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Манган	26 Fe 55,845 Железо	27 Co 58,933 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель				
	5	29 Cu 63,546 Купрум	30 Zn 65,38 Цинк	Ga 31 Галлий 69,72	Ge 32 Германий 72,64	As 33 Арсен 74,922	Se 34 Селен 78,96	Br 35 Бром 79,904	Kr 36 Криптон 83,80						
5	6	Rb 37 Рубидий 85,468	Sr 38 Стронций 87,62	39 Y 88,906 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [98] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,4 Палладий				
	7	47 Ag 107,868 Аргентум	48 Cd 112,41 Кадмий	In 49 Индий 114,82	Sn 50 Станум 118,71	Sb 51 Стибий 121,76	Te 52 Теллур 127,60	I 53 Йод 126,904	Xe 54 Ксенон 131,29						
6	8	Cs 55 Цезий 132,91	Ba 56 Барий 137,33	57 * La 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,84 Вольфрам	75 Re 186,207 Рений	76 Os 190,2 Осьмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина				
	9	79 Au 196,967 Аурум	80 Hg 200,59 Меркурий	Tl 81 Таллий 204,38	Pb 82 Плюмбум 207,2	Bi 83 Висмут 208,980	Po 84 Полоний [209]	At 85 Астат [210]	Rn 86 Радон [222]						
7	10	Fr 87 Франций [223]	Ra 88 Радий 226,03	89 ** Ac [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сиборгий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Гасий	109 Mt [266] Майтнерий	110 Ds [281] Дармштадтий				
	11	111 Rg [280] Рентгений	112 Cn [285] Коперниций	Uut 113 [284] Унунтрий	Fl 114 [289] Флеровий	Uup 115 [288] Унунпентий	Lv 116 [293] Ливерморий	Uus 117 [294] Унунсептий	Uuo 118 [294] Унуноктий						
Высшие оксиды		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Летучие соединения с Гидрогеном					RH₄	RH₃	H₂R	HR							
* Лантаноиды		58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометий	62 Sm 150,4 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,925 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,93 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,93 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
** Актиноиды		90 Th 232,038 Торий	91 Pa 231,036 Протактиний	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [249] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий



О. Г. Ярошенко

ХИМИЯ

**Учебник для 8 класса
общеобразовательных учебных заведений
с обучением на русском языке**

*Рекомендовано
Министерством образования и науки Украины*



УДК 54(075.3)
ББК 24я721
Я77

*Рекомендовано Министерством образования и науки Украины
(приказ Министерства образования и науки Украины от 10.05.2016 г. № 491)*

ИЗДАНО ЗА СЧЁТ ГОСУДАРСТВЕННЫХ СРЕДСТВ. ПРОДАЖА ЗАПРЕЩЕНА

Эксперты, которые осуществляли экспертизу данного учебника во время проведения конкурсного отбора проектов учебников для учащихся 8 класса общеобразовательных учебных заведений и сделали вывод о целесообразности предоставления учебнику грифа «Рекомендовано Министерством образования и науки Украины»:

Марченко Л. Ю., учитель общеобразовательной школы I–III ступеней № 5 Павлоградского городского совета Днепропетровской области, учитель-методист;

Калашник О. П., методист научно-методической лаборатории методики природоведчески-математических дисциплин Николаевского областного института последипломного педагогического образования;

Лучкевич Е. Р., доцент, кандидат химических наук, доцент кафедры неорганической и физической химии ГВУЗ «Прикарпатский национальный университет имени Василя Стефаника».

Переведено по изданию:

О. Г. Ярошенко. Хімія: підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закладів /
О. Г. Ярошенко. — Київ : УОВЦ «Оріон», 2016. — 256 с. : іл.

РУБРИКИ И УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ



Основные понятия, правила



Вспомните! Обратите внимание!



Кратко о главном

Поработайте группами



Страничка эрудита

*Химия — это жизнь:
страничка естествоиспытателя*

Знаем, понимаем

Применяем



Работаем с медиа-источниками



Задания повышенной сложности

Ярошенко О. Г.

Я77 Химия: учеб. для 8 кл. общеобразоват. учеб. заведений с обучением на русском языке/ О. Г. Ярошенко. — Киев : УОИЦ «Орион», 2016. — 256 с. : илл.

ISBN 978-617-7355-64-8.

**УДК 54(075.3)
ББК 24я721**

ISBN 978-617-7355-25-9 (укр.)
ISBN 978-617-7355-64-8 (рус.)

© О. Г. Ярошенко, 2016
© УОИЦ «Орион», 2016

ЮНЫЕ ДРУЗЬЯ!

В этом учебном году вы продолжите изучение королевы естественных наук — химии. Прежде всего, ознакомьтесь со строением атома и структурой периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Кроме того, узнаете о количественных отношениях веществ в химических реакциях, механизмах образования химических связей. Это достаточно сложный учебный материал, но в то же время столь необходимый для познания окружающего мира.

Чтобы изучение химии в 8 классе было для вас понятным и доступным, в учебнике заложена такая структура: **текст параграфа — страничка естествоиспытателя — страничка эрудита — кратко о главном — знаем, понимаем — применяем.**

Тексту параграфа предшествует анонс *«Изучение параграфа поможет вам...»*. Из него вы будете узнавать, какой вклад в копилку вашей предметной компетентности по химии делает каждый параграф при условии, что будете работать систематически и настойчиво. Текст разделён на логически завершённые порции нового материала, которые имеют подзаголовки. Сделано это для того, чтобы способствовать вашей самостоятельной работе с учебником. Рубрика *«Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя»* содержит задания, выполняя которые, вы будете развивать исследовательские умения, экспериментальным путём приобретать и закреплять новые знания. В рубрике *«Кратко о главном»* несколькими предложениями обобщено основное содержание параграфа. *«Страничка эрудита»* — это удобный случай расширить и углубить кругозор дополнительными сведениями о веществах и явлениях. В рубрике *«Знаем, понимаем»* помещены устные вопросы, составленные с соблюдением государственных требований к уровню общеобразовательной подготовки учащихся по химии. В рубрике *«Применяем»* предложены задания для письменного выполнения, требующие практического использования полученных знаний в изменённых или новых условиях и обязательно — творческого подхода. Успешному обучению будут способствовать навыки учебной деятельности в группах. Для этого в тексте параграфов предусмотрена рубрика *«Поработайте группами»*.

Вы всегда сможете самостоятельно получить знания, воспользовавшись дополнительными источниками информации, на которые вас ориентирует рубрика *«Работаем с медиа-источниками»*.

А если вы захотите самостоятельно продолжать изучать химию во внеурочное время и проявлять своё творчество, воспользуйтесь представленной в учебнике тематикой *учебных проектов*.

В конце учебника помещены *«Ответы к расчётным задачам»* и *«Предметный указатель»*.

Обратите внимание на то, что содержание параграфов взаимосвязано. И если вы не проработаете хотя бы один из них, возникнут трудности в изучении последующих.

Успешного вам учебного года и основательных знаний по химии!

С уважением и уверенностью в том, что знания по химии помогут вам в жизни, —

автор

СОДЕРЖАНИЕ

ПОВТОРЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ПОНЯТИЙ ПО ХИМИИ 7 КЛАССА

- § 1. Химический элемент, вещество. Химическая формула 7
- § 2. Физические и химические явления. Уравнения химических реакций. 14
- § 3. Понятие о растворах. Массовая доля растворённого вещества в растворе . . 21

Тема 1

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. СТРОЕНИЕ АТОМА

- § 4. Краткие исторические сведения о попытках классификации химических элементов 27
- § 5. Понятие о семействе щелочных химических элементов. 31
- § 6. Понятие о галогенах и инертных элементах 36
- § 7. Периодический закон Д. И. Менделеева 43
- § 8. Структура периодической системы химических элементов. 48
- § 9. Строение атома. Состав атомных ядер. Протонное и нуклонное числа. 55
- § 10. Нуклид. Изотопы. Современная формулировка периодического закона 62
- § 11. Состояние электронов в атоме. Электронные орбитали. Энергетические уровни 68
- § 12. Понятие об энергетических подуровнях. Радиус атома 73
- § 13. Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. Электронные формулы атомов 77
- § 14. Графические электронные формулы атомов химических элементов. 82
- § 15. Периодическая система химических элементов с позиции теории строения атома 86
- § 16. Характеристика химических элементов по их положению в периодической системе и строению атома 93
- § 17. Значение периодического закона. 96

Тема 2

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

- § 18. Природа химической связи и электроотрицательность элементов 101
- § 19. Ковалентная связь, её образование и виды 107
- § 20. Ионы. Ионная связь, её образование. 112
- § 21. Степень окисления и её определение по химической формуле 115
- § 22. Кристаллические решётки 120
- § 23. Выполнение заданий различной сложности 125

Тема 3

КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

- § 24. Количество вещества. Единица количества вещества. Число Авогадро . . . 128
- § 25. Молярная масса. Вычисления по химической формуле массы данного количества вещества и количества вещества по известной массе 133

§ 26.	Молярный объём газов. Закон Авогадро. Вычисления с его использованием.	138
§ 27.	Относительная плотность газов. Вычисления с использованием относительной плотности газов	143
§ 28.	Взаимосвязь между физическими величинами	148
§ 29.	Выполнение заданий различной сложности	151

Тема 4 — ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ


§ 30.	Понятие об оксидах. Номенклатура и физические свойства оксидов	154
§ 31.	Состав и номенклатура оснований. Физические свойства оснований.	159
§ 32.	Понятие о кислотах	163
§ 33.	Способность металлов вытеснять водород из кислот. Вытеснительный ряд металлов	168
§ 34.	Понятие о солях	173
§ 35.	Взаимодействие оксидов с водой, действие на индикаторы образованных продуктов реакции	179
§ 36.	Общие химические свойства оксидов	186
§ 37.	Расчёты по химическим уравнениям массы, объёма, количества вещества реагентов и продуктов реакций	193
§ 38.	Химические свойства оснований	199
§ 39.	Амфотерные оксиды и гидроксиды. Их химические свойства	204
§ 40.	Химические свойства кислот	209
§ 41.	Химические свойства средних солей.	214
§ 42.	Общие способы получения неорганических веществ	219
§ 43.	Генетические связи между простыми веществами и основными классами неорганических соединений	223
§ 44.	Значение химического эксперимента как источника знаний. <i>Практическая работа 1. Исследование свойств основных классов неорганических соединений</i>	228
§ 45.	Экспериментальные задачи. <i>Практическая работа 2. Решение экспериментальных задач</i>	231
§ 46.	Зависимость свойств элементов и их соединений от электронного строения атомов	235
§ 47.	Распространённость в природе и применение оксидов, кислот, оснований	240
§ 48.	Распространённость в природе, применение средних солей	246
§ 49.	Выполнение комбинированных заданий	251

ПРИЛОЖЕНИЯ

Ответы к расчётным задачам	253
Предметный указатель	254
Таблица растворимости кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей	255

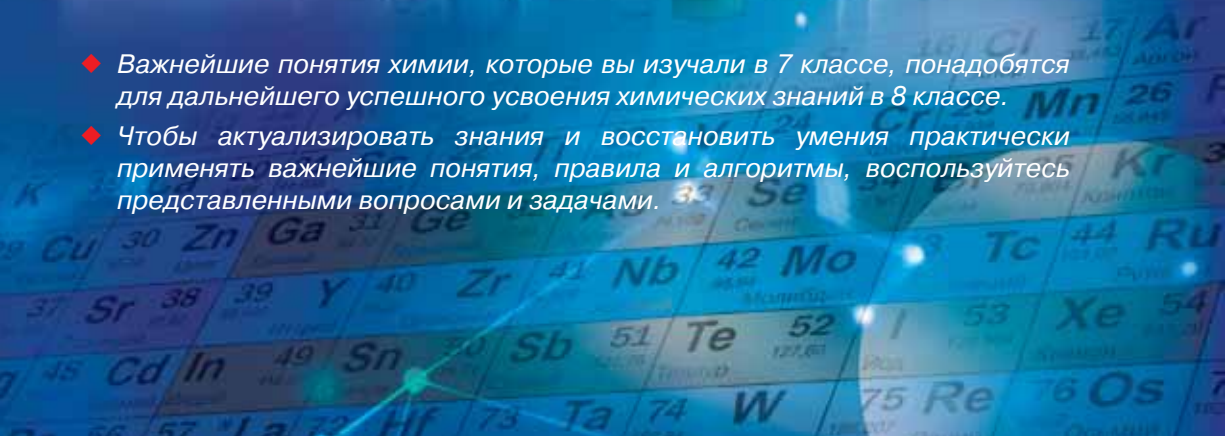


ПОВТОРЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ПОНЯТИЙ ПО ХИМИИ 7 КЛАССА

5
10,81В
Бор

Химия создала свой предмет. Эта творческая способность, подобно искусству, коренным образом отличает химию от других естественных наук.

(М. Бертелло)

- 
- ♦ Важнейшие понятия химии, которые вы изучали в 7 классе, понадобятся для дальнейшего успешного усвоения химических знаний в 8 классе.
 - ♦ Чтобы актуализировать знания и восстановить умения практически применять важнейшие понятия, правила и алгоритмы, воспользуйтесь представленными вопросами и задачами.



Химический элемент, вещество. Химическая формула

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ И ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА. Известно более 20 млн веществ. Несмотря на такое огромное их разнообразие, образованы они сравнительно небольшим количеством видов атомов.

Вид атомов с одинаковым зарядом ядра называется **химическим элементом**.

Сейчас открыто 117 химических элементов.

Относительная атомная масса химического элемента (A_r). Массы атомов поразительно малы. Например, масса атома Карбона равна $1,993 \cdot 10^{-24}$ г. Пользоваться такими числами в расчётах неудобно. Поэтому химики в своей практике используют *относительные атомные массы* химических элементов. Их определяют, сравнивая массу атома химического элемента с **атомной единицей массы (а. е. м.)** — $\frac{1}{12}$ частью массы атома Карбона.

По сравнению с ней установлены относительные атомные массы химических элементов.

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) показывает, во сколько раз масса атома химического элемента больше атомной единицы массы. A_r не имеет единиц измерения, то есть является безразмерной величиной.

Так, относительная атомная масса Гидрогена равна 1, относительная атомная масса Оксигена — 16, Феррума — 56.

Коротко записывают:

$$A_r(\text{H}) = 1; \quad A_r(\text{O}) = 16; \quad A_r(\text{Fe}) = 56.$$

НАЗВАНИЯ И СИМВОЛЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. Названия и обозначения химических элементов с помощью *символов* предложил шведский химик Йенс. Берцелиус в 1814 г. Ими до сих пор пользуются учёные всего мира. Каждый символ химического элемента — это первая или две первых буквы латинского названия.

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ восстановить в памяти знания о химическом элементе, относительной атомной массе, валентности;
- ♦ вспомнить, как вычисляют относительную молекулярную массу вещества и массовую долю элемента в веществе.



Вспомните! Названия и символы химических элементов, как и имена, пишут с большой буквы, а названия веществ, образованных химическими элементами, — с маленькой (H — Гидроген, O — Оксиген, H₂ — водород, O₂ — кислород).

Поработайте группами

Проанализируйте информацию таблицы 1 и вспомните названия и символы химических элементов, которые вы будете чаще всего использовать, изучая химию. Обратите внимание на то, что **голубым цветом** выделены **неметаллические** элементы, а **красным** — **металлические**.

Таблица 1

Символ, его произношение, заряд ядра атома и относительная атомная масса некоторых химических элементов

Символ элемента	Произношение символа	Название химического элемента	Заряд ядра атома	Относительная атомная масса (A_r)
H	аш	Гидроген	+1	1
C	це	Карбон	+6	12
N	эн	Нитроген	+7	14
O	о	Оксиген	+8	16
F	флуор	Флуор	+9	19
Na	натрий	Натрий	+11	23
Mg	магний	Магний	+12	24
Al	алюминий	Алюминий	+13	27
Si	силиций	Силиций	+14	28
P	пэ	Фосфор	+15	31
S	эс	Сульфур	+16	32
Cl	хлор	Хлор	+17	35,5
K	калий	Калий	+19	39
Ca	кальций	Кальций	+20	40
Fe	феррум	Феррум	+26	56
Cu	купрум	Купрум	+29	64
Zn	цинк	Цинк	+30	65
Br	бром	Бром	+35	80
Ag	аргентум	Аргентум	+47	108
Ba	барий	Барий	+56	137
Hg	гидраргирум	Меркурий	+80	201

ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ. Состав вещества передают химической формулой.

Химическая формула — условное обозначение состава вещества с помощью символов химических элементов и индексов.

Например, формула ортофосфатной кислоты H_3PO_4 передаёт состав её молекулы. Одна молекула этого вещества состоит из трёх атомов Гидрогена, одного атома Фосфора и четырёх — Оксигена (схема 1).



Сформулируйте самостоятельно определение химической формулы и сравните его с приведённым в учебнике.



Схема 1

Химическая формула ортофосфатной кислоты

Состав веществ немолекулярного строения также отображается в химических формулах, которые указывают на соотношение структурных частиц вещества.

Например, формула поваренной соли свидетельствует о том, что отношение в веществе её структурных частиц (ионов Натрия и ионов Хлора) составляет 1:1.

По химическим формулам легко понимать и описывать **качественный** и **количественный** состав веществ.

Качественный состав указывает, из атомов каких химических элементов образовалось вещество, количественный — сколько атомов каждого химического элемента обозначает химическая формула вещества. Если вещество имеет молекулярное строение, то качественный состав — это количество атомов каждого элемента в молекуле.

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА ВЕЩЕСТВА. Относительную молекулярную массу также определяют способом сравнения массы молекулы с атомной единицей массы.

Относительную молекулярную массу вещества определяют по её химической формуле как сумму относительных атомных масс элементов, принадлежащих химической формуле вещества, с учётом их количества, обозначенного индексами. Как и относительная атомная масса, относительная молекулярная масса является величиной безразмерной. На письме её обозначают M_r .



Подумайте, какой количественный и качественный состав вещества с химической формулой FeCO_3 .

Относительную молекулярную массу веществ вычисляют одинаково для всех веществ, независимо от того, из каких структурных частиц они образованы.

Пример 1.

Вычисление M_r углекислого газа CO_2 — вещества молекулярного строения.

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 32 = 44$$

Пример 2.

Вычисление M_r натрий сульфата Na_2SO_4 — вещества немолекулярного строения.

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 46 + 32 + 64 = 142$$

Вместо названия «*относительная молекулярная масса*» может быть использовано название «*относительная масса*». Другое название относительной молекулярной массы веществ немолекулярного строения — **относительная формульная масса вещества**. Это название свидетельствует о том, что её вычисление проводят *по химической формуле вещества*.

Для вычисления относительной молекулярной массы вещества необходимо:

- ◆ записать химическую формулу вещества;
- ◆ определить относительные атомные массы элементов, указанных в химической формуле;
- ◆ найти сумму относительных атомных масс всех атомов в составе формулы соединения.

ВАЛЕНТНОСТЬ. Формулы веществ составляют с учётом валентности атомов.



Валентность — это способность атома присоединять или замещать определённое количество других атомов.

В бинарных соединениях сумма единиц валентности одного элемента равна сумме единиц валентности другого.

Например, в формуле



сумма валентностей Бора — **6**, Оксигена — также **6**.

Зная это, можно по известной валентности одного элемента определять валентность другого. Например, в формуле Mg_3N_2 постоянную валентность **II** имеет Магний. Сумма единиц его валентности равна **6**. Поделим её на 2 (индекс Нитрогена) и установим, что его валентность в этом соединении равна **III**.

Некоторые атомы имеют *постоянную* валентность. Большинство элементов проявляют несколько значений валентности, то есть их валентность является *переменной*. Валентность выражается целыми римскими числами. Минимальное значение валентности **I**, максимальное — **VIII**.

Элементов с постоянной валентностью не так много. Их примеры представлены в следующем перечне:

I I I I II II II II II III III
 H Na F K Mg Ca Ba Zn O Al B

Понятие валентности распространяется и на химические элементы, из которых образованы простые вещества, имеющие двухатомные молекулы.

I I I II III
 H_2 Cl_2 Br_2 O_2 N_2

ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА.

По составу вещества разделяют на *простые* и *сложные*.

Простые вещества — это вещества, образованные атомами одного химического элемента (например, Fe, O_2 , Ca, H_2). Среди них различают металлы и неметаллы.

Примеры металлов: цинк Zn, калий K, кальций Ca, магний Mg, олово Sn, свинец Pb, медь Cu, железо Fe, алюминий Al, серебро Ag, золото Au и другие.

Примеры неметаллов: водород H_2 , кислород O_2 , озон O_3 , азот N_2 , гелий He, неон Ne, аргон Ar, углерод C (такое общее название применяют ко всем простым веществам Карбона), сера S, фосфор P, хлор Cl_2 , йод I_2 и другие (рис. 1).

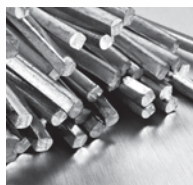
Общими свойствами всех металлов являются:

- ◆ высокая теплопроводность и электропроводность;
- ◆ преимущественно серый, серебристо-серый цвет (исключения: золото — жёлтое, медь — кирпично-красная);
- ◆ отсутствие запаха;
- ◆ пластичность — их легко ковать, вытягивать в проволоку, прокатывать в листы.

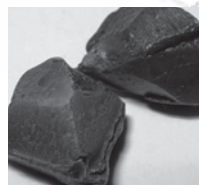
Все металлы при комнатной температуре находятся в твёрдом агрегатном состоянии, кроме ртути (жидкость).

Перечисленные свойства металлов не характерны для неметаллов. Поэтому о них можно сказать, что это простые вещества, которые не имеют металлических свойств. Неметаллы не проводят или плохо проводят тепло

Металлы



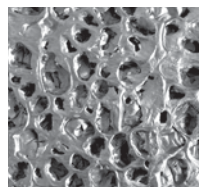
олово



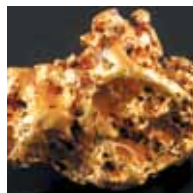
барий



медь



алюминий



золото



серебро

Неметаллы



сера



фтор



графит



красный фосфор

Рис. 1

Металлы и неметаллы

и электрический ток, являются хрупкими, а не пластичными. Водород, кислород, азот, фтор, хлор, гелий, аргон и другие при комнатной температуре находятся в газообразном агрегатном состоянии. Фосфор, углерод, сера, йод — твёрдые.

В современной украинской химической номенклатуре названия некоторых простых веществ не совпадают с названиями химических элементов, из атомов которых они образовались (табл. 2).

Таблица 2

Формулы и названия простых веществ

Простое вещество		Название химического элемента	Простое вещество		Название химического элемента
формула	название		формула	название	
H ₂	водород	Гидроген	S	сера	Сульфур
Ag	серебро	Аргентум	F ₂	фтор	Флуор
Cu	медь	Купрум	N ₂	азот	Нитроген
Sn	олово	Станум	O ₂	кислород	Оксиген
Fe	железо	Феррум	O ₃	озон	
Hg	ртуть	Меркурий	C	графит, алмаз	Карбон

Сложные вещества — это вещества, образованные из атомов двух и более химических элементов. Вода H₂O, угарный газ CO, углекислый газ CO₂ — примеры сложных веществ (соединений).

В названиях сложных веществ постоянную валентность не указывают, например: CaO — кальций оксид. Переменную валентность указывают в круглых скобках после символа химического элемента, не делая отступа, например CuO — купрум(II) оксид.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ ЭЛЕМЕНТА В СЛОЖНОМ ВЕЩЕСТВЕ. Массовую долю элемента в сложном веществе обозначают ω (произносят «омега») и выражают десятичной дробью или в процентах.

Массовая доля элемента в сложном веществе — это отношение массы элемента к массе вещества. Массовую долю элемента определяют по формуле:

$$\omega = \frac{n \cdot A_r}{M_r},$$

где ω — массовая доля элемента;

n — количество атомов элемента в формуле (обозначено индексом);

A_r — относительная атомная масса элемента;

M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Если вещество состоит не из молекул, а из других структурных частиц, вычисления выполняют также по этой формуле.

Поработайте группами

Вычислите массовые доли элементов по формулам веществ: Fe_3O_4 , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Знаем, понимаем

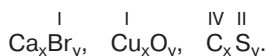
1. Сформулируйте определения важнейших химических понятий, рассмотренных в параграфе.
2. Объясните значение индексов в химических формулах.
3. Что означает качественный и количественный состав вещества?
4. Назовите, что обозначено каждой цифрой в записях:
а) $4\text{H}_2\text{O}$; б) 2HNO_3 ; в) 7CO_2 .

Применяем

1. Напишите формулы веществ по их произношению:
а) натрий-два-силиций-о-три; б) феррум-бром-три; в) феррум-хлор-два; г) калий-о-аш.
2. Составьте таблицу простых и сложных веществ и заполните её формулами из представленного списка:
 KNO_3 , N_2 , Mg_3N_2 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, H_2 , S , Ca , CuO , KOH , Mg , C_5H_{12} .
3. Расположите формулы веществ по увеличению относительных молекулярных масс:
А HClO **Б** HClO_4 **В** HCl **Г** HClO_3
4. Установите соответствие между формулами веществ и валентностью в них Нитрогена.

Формулы		Валентность Нитрогена	
1	NO	А	I
2	NO_2	Б	II
3	NH_3	В	III
4	N_2O	Г	IV
		Д	V

5. Составьте формулы веществ по валентности и вычислите массовые доли элементов в этих веществах:



6. Составьте задание по материалам параграфа, которое, по вашему мнению, следует предложить ученикам в классе.

§ 2.

Физические и химические явления. Уравнения химических реакций

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ восстановить в памяти знания о физических и химических явлениях;
- ♦ вспомнить, как пишут уравнения химических реакций.

В природе происходит множество изменений. Все они имеют общее название — **явления**. Среди явлений природы различают *физические, химические, биологические* и другие.

Физические явления — это такие явления, при которых изменяется агрегатное состояние вещества или форма тела, но состав веществ остаётся неизменным. То есть одни вещества не превращаются в другие.

С такими *примерами физических явлений*, как таяние льда, растворение сахара в воде, записи мелом на доске или карандашом на бумаге вы уже сталкивались. Есть также много других физических явлений (*рис. 2*).



Рис. 2

Физические явления:

- а) молния; б) радуга; в) волна на воде;
г) колебания маятника; д) переливание жидкого металла;
е) движение воздушных шаров.

Химические явления, или химические реакции, — это такие изменения, при которых одни вещества превращаются в другие.

Примеры химических явлений: потускнение медной пластины при нагревании, скисание молока, образование осадка при пропускании углекислого газа через известковую воду (*вспомните этот опыт, который вы проводили на уроках природоведения в 5 классе*) и другие (рис. 3).

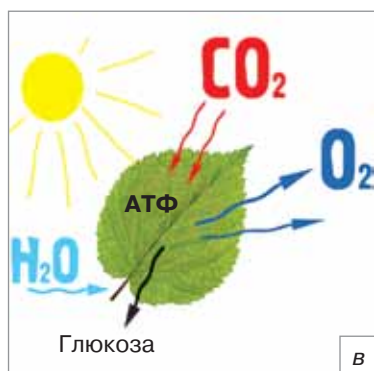


Рис. 3

Химические явления: а) горение; б) ржавление железа; в) фотосинтез

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции (химического явления) с помощью химических формул, коэффициентов и знаков «+» и «=».

Уравнение химической реакции

цинк + хлоридная кислота = цинк хлорид + водород



реагенты

продукты

Схема 2

Уравнение химической реакции

Цифры, написанные перед формулами веществ, называются **коэффициентами** (схема 2).

Коэффициенты в уравнении химической реакции записывают перед химической формулой вещества (*ни в коем случае не внутри её между символами двух элементов!*) арабскими цифрами. Коэффициенты записывают в одну строку с формулой, их высота одинакова с высотой символов химических элементов.

Коэффициент 1 в уравнениях не пишется.

Коэффициент относится ко всем химическим элементам в составе формулы и к их индексам, например, в записи $2\text{H}_2\text{O}$ коэффициент 2 относится и ко двум атомам Гидрогена, и к одному атому Оксигена. Такая запись обозначает 4 атома Гидрогена и 2 атома Оксигена (схема 3).

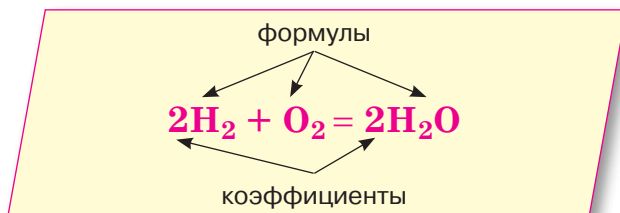


Схема 3 Коэффициенты в формулах

В уравнении реакции различают левую и правую части. В левой записывают формулы веществ, вступающих в химическую реакцию. Их общее название — **реагенты**. В правой — формулы тех веществ, которые образовались в результате реакции. Их название — **продукты реакции**.

В различных реакциях могут участвовать один или несколько реагентов и образовываться один или несколько продуктов реакции. Прежде чем написать уравнение химической реакции, составляют её схему. В ней также есть левая и правая части, но между ними стоит стрелка \rightarrow , а не знак равенства: $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$ — *схема химической реакции*.

Уравнять — означает преобразовать схему в уравнение реакции. Необходимо добиться, чтобы количество атомов каждого элемента до и после реакции было одинаковым.

Химические уравнения записывают с соблюдением закона сохранения массы веществ (закона М. В. Ломоносова).

Знак « $=$ » в уравнении химической реакции указывает на то, что количество атомов каждого химического

элемента в левой и правой частях химического уравнения одинаково. Для этого в уравнении реакции подбирают и записывают коэффициенты. Напри-

мер, из схемы химической реакции между кальцием и кислородом видим, что атомов Оксигена в реакции 2, а после реакции — 1. В уравнении $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ коэффициентом 2 перед формулой CaO пришлось уравнять Оксиген. А чтобы количество атомов Кальция до и после реакции было одинаковым, поставлен коэффициент 2 и перед формулой металла кальция.

Если перед химической формулой вещества поставлен коэффициент, количество атомов каждого элемента в такой записи определяется значением произведения коэффициента и индекса.

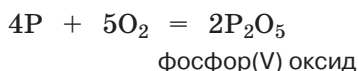
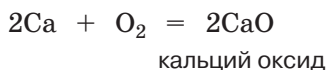
Последовательность действий при написании уравнений химических реакций будет следующей:

- 1) записывают формулы веществ, вступающих в реакцию (реагентов), и между ними ставят знак «+»;
- 2) формулы реагентов отделяют от формул продуктов реакции знаком «=»;
- 3) записывают формулы продуктов реакции, ставя между ними знак «+»;
- 4) уравнивают количество атомов каждого химического элемента в левой и правой частях химического уравнения с помощью соответствующих коэффициентов — арабских цифр, которые пишутся перед формулой и относятся к атомам всех химических элементов формулы.

Химические реакции разделяют на группы по различным признакам. В 7 классе вы уже узнали о реакции *соединения* и реакции *разложения*.

Реакции, в которых из двух или более веществ образуется одно вещество, называются **реакциями соединения**. Реакции, в которых из одного вещества образуется два или более веществ, называются **реакциями разложения**.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА. С написанием уравнений химических реакций вы ознакомились, изучая в 7 классе химические свойства кислорода O_2 . Кислород легко вступает во взаимодействие с простыми и сложными веществами. Продуктами этих реакций являются сложные вещества — **оксиды**.



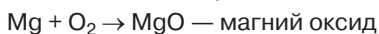
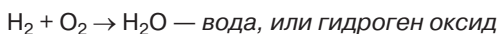
Как видим, формулы оксидов состоят из атомов двух химических элементов, один из которых — Оксиген.

Оксиды — бинарные соединения элемента с Оксигеном (существуют исключения).

Существуют и другие способы получения оксидов.


Поработайте группами

По представленным схемам вспомните и напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства кислорода.





ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ВОДЫ С ОКСИДАМИ МЕТАЛЛИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. Напомним химические свойства самого распространённого в природе оксида — воды, изученные в 7 классе (*схема 4*).



Реакция разложения:
 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

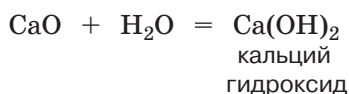
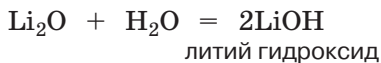
Взаимодействие с металлами:
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} = \text{MgO} + \text{H}_2\uparrow$

Взаимодействие со сложными веществами:
 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$

Схема 4

Химические свойства воды

Оксиды таких металлических элементов, как Литий, Натрий, Калий, Кальций, вступают в реакцию соединения с водой.

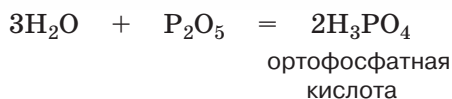


Литий гидроксид и кальций гидроксид — сложные вещества с общим названием **основания**. Оба продукта реакций растворимы в воде (**обратите внимание на то, что растворимость первого вещества значительно больше**). Такие основания называются щёлочи. Обнаружить их наличие в растворе можно с помощью индикаторов *фенолфталеина, лакмуса, метилоранжа*.

Большинство оснований — нерастворимые в воде вещества. Например, магний гидроксид Mg(OH)_2 , купрум(II) гидроксид Cu(OH)_2 . Поскольку эти гидроксиды не растворяются в воде, добыть их взаимодействием оксида с водой, как щёлочи, невозможно.

Таким образом, общим для формул полученных веществ является наличие металлического элемента, записанного первым, и одновалентной гидроксильной группы атомов OH, записанной после него. Общая формула оснований Me(OH)_x .

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ВОДЫ С ОКСИДАМИ НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. Оксиды неметаллических элементов взаимодействуют с водой с образованием *кислот*, являющихся веществами молекулярного строения.



Примеры других кислот, образующихся взаимодействием воды с оксидами: сульфатная кислота H_2SO_4 , нитратная HNO_3 , карбонатная H_2CO_3 .

В составе кислот различают *атомы Гидрогена* и *кислотный остаток*. Так, кислотным остатком ортофосфатной кислоты является PO_4 , сульфатной — SO_4 , нитратной — NO_3 .

Молекулы кислот состоят из одного или нескольких атомов Гидрогена и кислотного остатка.

Кислотный остаток рассматривают как целостную составную часть кислот, его валентность равна числу атомов Гидрогена.

Существуют оксиды неметаллических элементов, которые не реагируют с водой с образованием кислот, например SiO_2 .

Индикаторы. Наличие оснований (щелочей) и кислот в растворе выявляют с помощью индикаторов.

Индикаторы — вещества, которые под действием щелочей и кислот изменяют свой цвет. К индикаторам относятся лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый (метилоранж).

Таблица 3

Окраска индикаторов в разной среде

ИНДИКАТОР	СРЕДА		
	кислая	нейтральная	щелочная
фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
лакмус	красный	фиолетовый	синий
метиловый оранжевый (метилоранж)	красный	оранжевый	жёлтый

Пользуясь таблицей 3, вспомните, как изменяются цвета индикаторов в растворах кислот и щелочей.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Чтобы в домашних условиях определить наличие щёлочи или кислоты, можно использовать сок цветов, плодов, корнеплодов. Окраску им придают различные вещества-красители. Они способны изменять свой цвет в присутствии кислоты или щёлочи. Например, сок вишни или смородины в щелочной среде посинеет, а в кислотной — приобретёт розово-красный оттенок. Проверьте это, выполнив опыты.

Опыт 1. Сок вишни или смородины поочерёдно добавьте в раствор питьевой соды, уксуса, лимонной кислоты, кефира. Наблюдайте за изменениями, которые произойдут.

Опыт 2. Сок вишни или смородины поочерёдно добавьте в тёплый водный раствор мыла (хозяйственного или туалетного) или стирального порошка. Наблюдайте за изменениями, которые произойдут.

Постарайтесь объяснить полученные результаты.

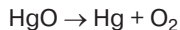
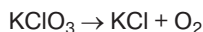
Приобретённые знания могут вам пригодиться в жизни, когда понадобится выявить наличие кислот и щелочей в некоторых продуктах питания, средствах бытовой химии.

Знаем, понимаем

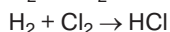
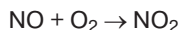
1. Что называется химическим явлением? Какое другое название химических явлений?
2. В чём главное отличие между физическими и химическими явлениями? Приведите примеры.
3. Чем уравнение химической реакции отличается от её схемы?
4. С соблюдением какого закона пишут уравнения химических реакций?
5. Назовите известные вам физические и химические свойства воды.

Применяем

7. Кислород в лаборатории получают из легкоразлагающихся при нагревании веществ. Преобразуйте схемы реакций в уравнения.



8. Напишите уравнения реакций по представленным схемам, укажите их типы.



В каком из уравнений реакций сумма коэффициентов является наибольшей, а в каком — наименьшей?

9. В один сосуд без этикетки поместили водный раствор сока лимона, в другой (также без этикетки) — раствор натрия гидроксида. Как распознать эти растворы с помощью индикаторов?

§ 3.

Понятие о растворах. Массовая доля растворённого вещества в растворе

Вы уже знаете, что все тела природы образованы из веществ. Различают *чистые* вещества и *смеси*.

Чистые вещества — это вещества, не содержащие примесей других веществ.

Смеси — это продукт сочетания двух и более веществ. В отличие от чистых веществ, состав смесей может изменяться.

ПОНЯТИЕ О РАСТВОРАХ. Наиболее распространены смеси воды с другими веществами, имеющими твёрдые (*сахар*), жидкие (*сульфатная кислота*) или газообразные (*аммиак*) агрегатные состояния. Если одно вещество растворяется в другом, образуется *раствор*.

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ вспомнить, чем отличаются понятия «смесь», «раствор»;
- ♦ приводить примеры водных растворов веществ;
- ♦ различать растворитель и растворённое вещество;
- ♦ выполнять вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе;
- ♦ описывать количественный состав раствора.

Раствóр — однородная смесь, образованная несколькими веществами. Среди компонентов раствора различают растворитель и растворённое вещество.

Растворитель — вещество, в котором растворяют другое вещество. Растворителем принято называть компонент раствора, содержание которого больше и который имеет с раствором одинаковое агрегатное состояние. Вещество, растворившееся в нём, — **растворённое вещество**.

По способности растворяться в воде при температуре 20–25 °С вещества условно разделяют на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Растворимость веществ зависит от:

- ♦ растворителя;
- ♦ растворённого вещества;
- ♦ температуры;
- ♦ давления (для газов).

Вещество может хорошо растворяться в одном растворителе и значительно хуже или вообще не растворяться — в другом.

Растворимость большинства твёрдых веществ увеличивается с повышением температуры; растворимость газов увеличивается с понижением температуры и повышением давления. Мерой растворимости является максимальная масса растворённого вещества в 100 г растворителя в конкретных условиях.

Морская вода, воздух, уксус, сок растительных клеток, плазма крови — примеры природных растворов.

МАССОВАЯ ДОЛЯ КАК СПОСОБ ВЫРАЖЕНИЯ СОДЕРЖАНИЯ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ. Одним из способов выражения содержания растворённого вещества в растворе является его *массовая доля*.

Массовая доля растворённого вещества $\omega_{\text{р.в.}}$ («омега») — это отношение массы растворённого вещества $m_{\text{р.в.}}$ к общей массе раствора $m_{\text{р-ра}}$, которая состоит из массы растворённого вещества и массы растворителя. Массовую долю вычисляют в долях от единицы и в процентах.

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \quad (1)$$

При вычислении массовой доли в процентах частное от деления (*формула 1*) умножают на 100 %.

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% \quad (2)$$

Массовая доля показывает, какую долю от общей массы раствора, принятой за 100 %, составляет масса растворённого вещества.

Пользуясь формулой 1, можно определить массу растворённого вещества и массу раствора, если известна массовая доля растворённого вещества, по формулам:

$$m_{\text{р.в.}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{р.в.}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{\omega_{\text{р.в.}}}$$

РАСЧЁТЫ ПО ОПРЕДЕЛЕНИЮ МАССОВОЙ ДОЛИ РАСТВОРЁННОГО ВЕЩЕСТВА.

Пример 1.

Раствор массой 250 г содержит 50 г сахара. Вычислите массовую долю растворённого вещества в таком растворе.

Д а н о:

$$m_{\text{р-ра}} = 250 \text{ г}$$

$$m_{\text{сахара}} = 50 \text{ г}$$

$\omega_{\text{р.в.}}$ — ?

Р е ш е н и е

Для вычисления воспользуемся формулами 1 или 2.

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{50}{250} = 0,2$$

$$\text{или } \omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% = \frac{50}{250} \cdot 100 \% = 20 \%$$

О т в е т: массовая доля сахара 0,2, или 20 %.

Пример 2.

Сульфатную кислоту массой 120 г растворили в воде массой 360 г. Вычислите массовую долю растворённого вещества в образовавшемся растворе.

Дано:

$$m_{\text{воды}} = 360 \text{ г}$$

$$m_{\text{р.в.}} = 120 \text{ г}$$

$\omega_{\text{р.в.}}$ — ?

Решение

1. Вычислим массу раствора.

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{воды}} + m_{\text{р.в.}} = 360 \text{ г} + 120 \text{ г} = 480 \text{ г}$$

2. Определим массовую долю растворённого вещества по формуле 1.

$$\omega_{\text{р.в.}} = \frac{120 \text{ г}}{480 \text{ г}} = 0,25, \text{ или } (0,25 \cdot 100 \%) = 25 \%$$

О т в е т: массовая доля растворённого вещества 0,25, или 25 %.

Если к раствору доливать воду, то увеличивается масса растворителя и раствора, а масса растворённого вещества остаётся без изменений. То есть раствор разбавляется, и от этого массовая доля растворённого вещества уменьшается.

Пример 3.

В раствор поваренной соли массой 200 г с массовой долей растворённой соли 30 % долили 100 мл воды. Вычислите массовую долю растворённой соли в новом растворе.

Дано:

$$m_{1 \text{ р-ра}} = 200 \text{ г}$$

$$\omega_{1 \text{ соли}} = 30 \%, 0,3$$

$$V_{\text{воды}} = 100 \text{ мл,}$$

$$\text{или } m_{\text{воды}} = 100 \text{ г}$$

$\omega_{2 \text{ (соли)}}$ — ?

Решение

1. Определим массу соли в первом растворе.

$$m_{\text{соли}} = m_{1 \text{ р-ра}} \cdot \omega_{\text{р.в.}} = 200 \text{ г} \cdot 0,3 = 60 \text{ г}$$

2. Вычислим массу второго раствора.

$$m_{2 \text{ р-ра}} = m_{1 \text{ р-ра}} + m_{\text{воды}}$$

$$m_{2 \text{ р-ра}} = 200 \text{ г} + 100 \text{ г} = 300 \text{ г}$$

3. По формуле $\omega_{\text{р.в.}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}}$ вычислим массовую долю растворённого вещества во втором растворе.

$$\omega_{2 \text{ соли}} = \frac{60 \text{ г}}{300 \text{ г}} = 0,2, \text{ или } 20 \%$$

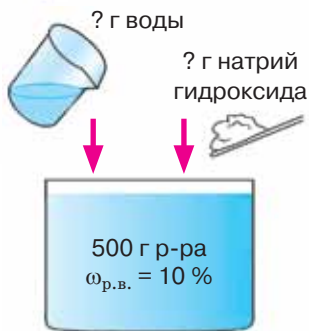
О т в е т: массовая доля растворённого вещества в новом растворе — 20 %.

Иногда необходимо увеличить массовую долю растворённого вещества в уже приготовленном растворе. Для этого либо добавляют порцию растворённого вещества, либо испаряют воду.

Достаточно часто возникает необходимость в приготовлении определённой порции раствора с соответствующей массовой долей растворённого вещества (например, сахарного сиропа для варенья или компота, маринада для консервирования овощей, содового раствора для полоскания горла и т. д.). Прежде чем это сделать, необходимо выполнить математические расчёты по примеру 4.

Пример 4.

Какая масса натрия гидроксида и воды понадобится для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей растворённого вещества 10 %?



Д а н о:
 $m_{\text{р-ра}} = 500 \text{ г}$
 $\omega_{\text{р.в.}} = 10 \%$,
 или 0,1

$\omega_{\text{р.в.}} \text{ — ?}$
 $m_{\text{воды}} \text{ — ?}$

Р е ш е н и е

1. Вычислим массу натрий гидроксида в 500 г раствора.

$$m_{\text{р.в.}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{р.в.}} = 500 \text{ г} \cdot 0,1 = 50 \text{ г}$$

2. Находим массу воды в этом растворе.

$$m_{\text{воды}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{р.в.}} = 500 \text{ г} - 50 \text{ г} = 450 \text{ г}$$

О т в е т: 50 г натрий гидроксида, 450 г воды.



Страницка эрудита

Плотность водных растворов веществ отличается от плотности растворителей. Чтобы убедиться в этом, можно приготовить раствор соли или сахара объёмом, например, 1 л и взвесить его. Масса окажется больше 1000 г, то есть массы воды такого же объёма. Масса раствора медицинского спирта объёмом 1 л, наоборот, меньше массы воды такого же объёма. Поэтому, если в расчётах массовой доли растворённого вещества известен объём раствора, а не его масса, необходимо при вычислениях использовать значение плотности раствора (ρ). Между объёмом, массой и плотностью раствора существует зависимость, которую можно выразить формулой:

$$V = \frac{m}{\rho},$$

где V — объём раствора;

m — масса раствора;

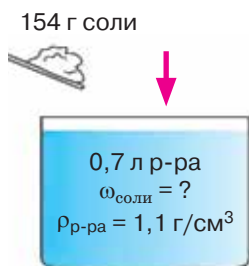
ρ — плотность раствора.

Следовательно:

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho.$$

Пример 5.

Раствор объёмом 0,7 л содержит растворённое вещество магний сульфат $MgSO_4$ массой 154 г. Вычислите массовую долю магний сульфата в этом растворе, если известно, что его плотность равна $1,1 \text{ г/см}^3$.



Д а н о:
 $m_{\text{соли}} = 154 \text{ г}$
 $V_{\text{р-ра}} = 0,7 \text{ л} = 700 \text{ см}^3$
 $\rho_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/см}^3$

$\omega_{\text{соли}} \text{ — ?}$

Р е ш е н и е

1. Вычислим массу раствора по формуле:

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho.$$

$$m_{\text{р-ра}} = 700 \text{ см}^3 \cdot 1,1 \text{ г/см}^3 = 770 \text{ г}$$

2. Определим массовую долю соли.

$$\omega_{\text{соли}} = \frac{m_{\text{соли}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%$$

$$\omega_{\text{соли}} = \frac{154 \text{ г}}{770 \text{ г}} \cdot 100 \% = 20 \%$$

О т в е т: массовая доля соли 20 %, или 0,2.

1. Дайте определение понятий: «раствор», «растворитель», «растворённое вещество», «массовая доля растворённого вещества».
2. По каким формулам вычисляют: массовую долю растворённого вещества в растворе; массу раствора?
3. Приведите примеры растворителей.
4. Увеличится или уменьшится массовая доля растворённого вещества в его водном растворе, если:
 - а) в раствор долить воды;
 - б) раствор частично выпарить;
 - в) в раствор добавить определённую порцию растворённого вещества?
5. Нужно ли для приготовления раствора:
 - а) взвешивать воду;
 - б) взвешивать твёрдое растворённое вещество;
 - в) измерять объём воды мерной посудой?
6. Почему нельзя выделить поваренную соль из её водного раствора фильтрованием? Предложите способ разделения смеси поваренной соли, воды и железных опилок.
7. Какие растворы и с какой целью вы и ваша семья используете в быту?
8. Опишите значение растворов в живой природе.
9. Как под воздействием температуры и давления изменяется растворимость газов?
10. Закончите предложение: *Растворимость многих солей в воде...* одним из предложенных вариантов:
 - а) увеличивается при нагревании;
 - б) уменьшается при нагревании;
 - в) не зависит от температуры.

10. Вычислите массовую долю растворённого вещества в растворе, приготовленном в результате растворения поваренной соли массой 10 г в воде массой 390 г.
11. Какую массу соли следует растворить в воде объёмом 270 мл, чтобы получить раствор с массовой долей растворённого вещества 10 %?
12. Из раствора массой 300 г и массовой долей поваренной соли 12 % выпарили воду массой 100 г. Какова массовая доля растворённого вещества в растворе, оставшемся после этого?
13. Раствор массой 200 г с массовой долей сахара 15 % разбавили водой объёмом 100 мл. Вычислите массовую долю сахара в полученном растворе.
14. К 450 г раствора с массовой долей поваренной соли 24 % добавили ещё 50 г такой же соли. Какова массовая доля соли в полученном растворе?
15. Для полоскания горла, при зубных болях эффективным является использование раствора пищевой соды с массовой долей растворённого вещества 10 %. Выполните необходимые расчёты для приготовления 80 г такого раствора.
16. На этикетке йодной настойки указано, что это спиртовой раствор объёмом 10 мл с массовой долей йода I_2 5 %. Вычислите массу йода в одном флаконе, считая плотность раствора равной 1 г/мл.



Cr 24
Хром 51,996

29 Cu
63,546 Купрум

Тема 1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. СТРОЕНИЕ АТОМА

*Периодическому закону будущее не грозит разрушением,
а только надстройки и развитие обещает...*

(Д. И. Менделеев)

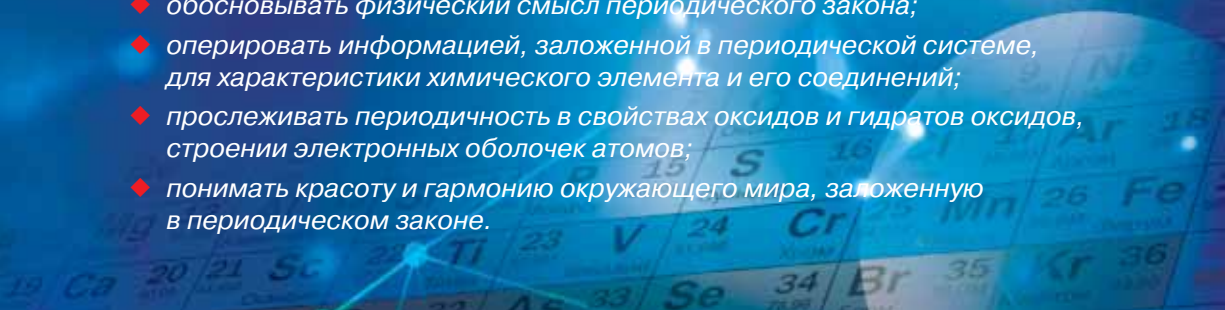


В 7 классе вы учились пользоваться периодической системой как справочной.

Изучая эту тему, вы узнаете: чем обусловлено размещение химического элемента в определённой ячейке таблицы, как её используют для прогнозирования свойств веществ; о связи между строением атомов и свойствами веществ.

После изучения темы вы сможете:

- ♦ объяснять связь периодической системы со строением атома;
- ♦ составлять электронные и графические электронные формулы атомов;
- ♦ обосновывать физический смысл периодического закона;
- ♦ оперировать информацией, заложенной в периодической системе, для характеристики химического элемента и его соединений;
- ♦ проследивать периодичность в свойствах оксидов и гидратов оксидов, строении электронных оболочек атомов;
- ♦ понимать красоту и гармонию окружающего мира, заложенную в периодическом законе.



§ 4.

Краткие исторические сведения о попытках классификации ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Развитие каждой науки начинается с накопления *фактов*¹, которые со временем **классифицируют** — разделяют на группы по определённым признакам. Фактами существования простых веществ железа, золота, меди, олова, ртути, свинца, серебра оперировали алхимики. Даже придумали причудливые обозначения символов химических элементов, из атомов которых эти вещества образованы.

В 1750 г. было известно 15 химических элементов. Это не так много, чтобы возникла острая необходимость в их классификации. Однако следующие 50 лет ознаменовались открытием 20 химических элементов, то есть их количество более чем удвоилось. На первую половину XIX в. (1801–1850 гг.) приходится открытие ещё 24 химических элементов. В 1869 г. количество известных химических элементов достигло 63, а различных веществ — сотен тысяч. Согласитесь, такое количество элементов и соединений требовало определённой классификации, потому что работать с разрозненной неупорядоченной информацией становилось всё труднее, а изучать химию (как и любую другую науку) только путём запоминания — вообще невозможно.

Сделаем экскурс в историю химии и выясним, какими классификациями химических элементов пользовались в разные эпохи.

ПЕРВАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. Одна из первых классификаций (1786–1787 гг.) принадлежит французскому учёному *Антуану Лавуазье*, который разделил известные в то время элементы на металлические и металлоиды (в современной химии — неметаллические) на основе свойств простых веществ, образующихся из их атомов. В основу этой классификации было положено разделение простых веществ по внешним проявлениям их физических свойств (*рис. 4*).

Это разделение существует до сих пор. Хотя хорошо известно, что оно несовершенно, поскольку есть элементы, которые в зависимости от условий могут проявлять химические свойства и металлических, и неметаллических элементов. Например, Йод относится к неметаллическим элементам, хотя образованное им простое вещество

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ ознакомиться с первыми классификациями химических элементов;
- ♦ выяснить характеристики, по которым осуществляли классификацию химических элементов до открытия периодического закона;
- ♦ узнать, насколько стремительным было открытие химических элементов в XVIII–начале XIX в.



Антуан Лавуазье

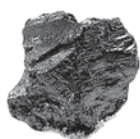
¹ *Факты* — это реальные, невыдуманные события или явления.



Вспомните общие физические свойства металлов и неметаллов. Приведите примеры.

Йод I_2 обладает металлическим блеском. Типичный неметаллический элемент Карбон образует простое вещество графит, которое, подобно металлам, хорошо проводит электрический ток. И таких примеров немало.

Неметаллы



углерод



йод



бром



силиций

Металлы



магний



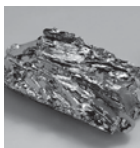
железо



платина



ртуть



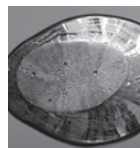
марганец



никель



молибден



свинец

Рис. 4

Металлы и неметаллы

ЕСТЕСТВЕННЫЕ СЕМЕЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. Другое разделение химических элементов заключалось в объединении подобных по свойствам элементов и их соединений в одну группу — **естественное семейство**. Так были выделены семейства:

- ◆ *щелочных* металлических элементов (Литий, Натрий, Калий, Рубидий, Цезий);
- ◆ *галогенов* (Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат);
- ◆ *инертных элементов* (Гелий, Неон, Аргон, Криптон, Радон).

Подробнее об особенностях этих веществ вы узнаете в следующих параграфах.

Объединение в естественные семейства стало шагом в развитии классификации химических элементов. Однако несовершенство этой классификации состоит в том, что она не охватывает все химические элементы и в ней не прослеживается связь между отдельными семействами.

ТРИАДЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. В 1829 г. немецкий химик *Йоганн Деберейнер* сообщил о том, что он выделил пять групп из трёх химически подобных элементов в каждой. Такие группы он назвал **триадами**.

Йоганну Деберейнеру удалось установить первые закономерности в изменении свойств элементов. Он отметил: если расположить три подобных по химическим свойствам элемента по возрастанию их атомного веса (так в то время называли атомную массу), то атомный вес второго (среднего) элемента будет равен среднему арифметическому атомного веса первого и третьего.

Рассмотрим примеры триад.

Li	Ca	P	S	Cl
Na	Sr	As	Se	Br
K	Ba	Sb	Te	I

Учёный вывел следующую зависимость: атомная масса среднего элемента в триаде является средним арифметическим атомных масс крайних элементов.

Однако попытка учёного сгруппировать элементы в триады не стала общепризнанной классификацией, поскольку она не охватывала даже половины известных в то время химических элементов.

ОКТАВЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. В 1863 г. английский химик *Джон Ньюлендс* заметил: если расположить элементы по возрастанию атомной массы, то каждый восьмой элемент будет подобен первому (отсчёт вели от любого выбранного для начала элемента). Учёный образно сравнил этот факт с музыкальной октавой (*окта* переводится с латыни как *восьмая*).

Как видите, элементы естественного семейства галогенов Флуор и Хлор соответствуют ноте *до*, а символы щелочных элементов Натрий и Калий — ноте *ре* (схема 5).

Однако в виде **октав** учёному удалось расположить, не нарушая правил, лишь 17 химических элементов, в современной периодической системе расположенных первыми. А далее закономерность нарушалась, и поэтому об этом открытии быстро забыли.



Йоганн Деберейнер

$$A_r(\text{Na}) = \frac{(7 + 39)}{2} = 23$$



Убедитесь, что это действительно так, на примере триады (P, As, Sb), взяв дополнительные данные из периодической системы.



Джон Ньюлендс

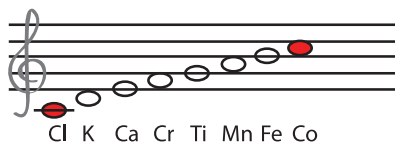
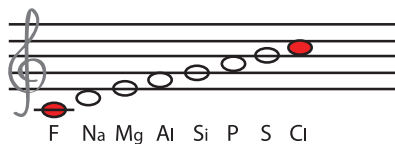
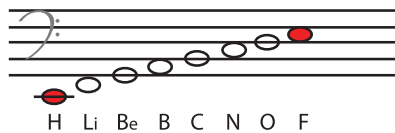
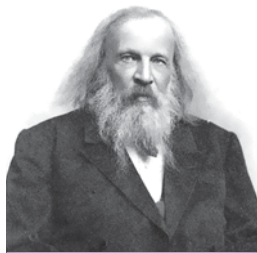


Схема 5 Октавы химических элементов



Лотар Мейер



Дмитрий Иванович Менделеев

ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ЛОТАРА МЕЙЕРА. Ближе всех к открытию закона, объясняющего свойства всех химических элементов и классифицирующего их, подошёл немецкий учёный *Лотар Мейер*, который в 1864 г. разместил элементы по возрастанию атомных масс и распределил их на шесть групп по валентности. Однако учёный не смог обобщить полученные на основе наблюдений результаты и установить закономерность, касающуюся всех элементов.

Теперь вы понимаете, насколько длительным и сложным был поиск универсальной классификации химических элементов.

В рассмотренных классификациях учёные брали за основу разделения химических элементов на группы сходство состава и свойств образованных ими веществ. Этот путь оказался несовершенным и не позволил классифицировать все химические элементы.

Русский химик *Дмитрий Иванович Менделеев*, в отличие от своих предшественников, решил искать закономерности в *изменении свойств элементов*. Благодаря этому учёный в 1869 г. открыл общий закон природы — *периодический закон*.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание.

Пользуясь периодической системой как справочной, выпишите в тетрадь символы химических элементов трёх естественных семейств — щелочных, галогенов и инертных химических элементов.



Кратко о главном

- ✓ Каждая наука начинается с накопления фактов, которые со временем учёные классифицируют — разделяют по определённым признакам на отдельные группы.
- ✓ В основу классификации химических элементов на металлические и неметаллические положено сходство свойств их соединений.
- ✓ На основании сходства свойств элементов и их соединений выделены естественные семейства щелочных металлов, галогенов, инертных газов.
- ✓ В XIX в. учёные И. Деберейнер, Дж. Ньюлендс, Л. Мейер дополнили химию новыми классификациями химических элементов, в которых, однако, не наблюдалось связи между их отдельными группами.
- ✓ До открытия Д. И. Менделеевым периодического закона знания о химических элементах существовали как факты, не связанные в единое целое.

1. Вспомните и назовите известные вам классификации в других науках.
2. По каким признакам элементы были сначала разделены на металлические и неметаллические? В чём несовершенство этой классификации?
3. По каким признакам классифицировали элементы на триады, октавы?
4. Назовите естественные семейства химических элементов. Что стало общим классификационным признаком для их выделения?

17. Выпишите в хронологическом порядке указанную в параграфе информацию о количестве химических элементов, известных в разные годы XVIII–XIX веков.
18. Разработайте и самостоятельно заполните таблицу «Из истории классификации химических элементов».



Понятие о семействе щелочных химических элементов

Это естественное семейство насчитывает пять химических элементов: Литий (Li), Натрий (Na), Калий (K), Рубидий (Rb), Цезий (Cs). Все они были открыты в XIX в. Ещё один подобный им элемент Франций (Fr) добыли искусственно в XX в. Название «щелочные» они получили от названия сложных веществ щелочей, образующихся при их взаимодействии с водой.

Щелочные металлические элементы в природе встречаются только в составе соединений.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ. Простые вещества, образованные атомами щелочных элементов, — это металлы серебристо-белого (цезий — золотисто-жёлтого) цвета с ярко выраженным металлическим блеском. Они настолько мягкие, что легко режутся ножом (рис. 5).

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ уяснить понятие щелочных элементов и щелочных металлов;
- ♦ выяснить общие свойства щелочных металлов;
- ♦ узнать о месте щелочных элементов в периодической системе;
- ♦ выяснить, изменяются ли физические и химические свойства щелочных металлов с увеличением порядкового номера.



Рис. 5

Натрий — мягкий металл

В природе щелочные металлы отсутствуют, однако существуют способы получения их из сложных веществ. Из-за высокой химической активности они не могут храниться открыто на воздухе, поскольку сразу вступают в химические реакции с кислородом, водой, входящими в их состав (рис. 6, а; 6, в). Поэтому щелочные металлы хранят под слоем керосина (рис. 6, б), парафина т. д., строго соблюдая правила пожарной безопасности.



Рис. 6

Реакция натрия с кислородом (а); хранение натрия под слоем керосина (б); горение натрия в сере (в)

Щелочные металлы относятся к лёгким и легкоплавким веществам, обладают высокими тепло- и электропроводностью. То есть это типичные металлы, физические свойства которых во многом сходны.

Однако «подобный» не означает «одинаковый». В подтверждение этого рассмотрите таблицу 4.

Таблица 4

Сравнительные характеристики щелочных элементов и их простых веществ

Химический элемент	Порядковый номер элемента в периодической системе	Название простого вещества	Относительная атомная масса (округлённо)	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С	Плотность, г/см ³
Литий	3	литий	7	180	1370	0,53
Натрий	11	натрий	23	98	900	0,97
Калий	19	калий	39	63	776	0,85
Рубидий	37	рубидий	85	38	705	1,5
Цезий	55	цезий	133	28	688	1,9

Поработайте группами

Воспользуйтесь таблицей 4 для ответов на вопросы:

1. Подтверждается ли представленная в тексте информация о невысоких температурах плавления и кипения щелочных металлов? (Для сравнения: температура плавления меди — 1083 °С, железа — 1539 °С.)

2. Какой из щелочных металлов имеет самую низкую температуру плавления? (Сравните её с температурой тела человека.)

3. К лёгким или тяжёлым металлам относятся щелочные металлы? (Заметьте, что металлы с плотностью до 5 г/см³ называются лёгкими.)

Полученная информация убедительно доказывает, что по сходству физических свойств элементы Литий, Натрий, Калий, Рубидий и Цезий не случайно объединены в одно естественное семейство.

МЕСТО ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ.

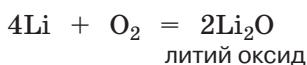
Найдите в периодической системе ячейки, в которых размещены щелочные химические элементы, и выясните их порядковые номера. Литий размещён в ячейке под номером 3, Натрий — 11, Калий — 19, Рубидий — 37, Цезий — 55, Франций — 87. Попробуйте найти общее в размещении щелочных металлических элементов. Оказывается, что щелочными металлическими элементами начинаются все (кроме первого) периоды. То есть они входят в одну группу. Относительная атомная масса щелочных металлических элементов с увеличением порядкового номера увеличивается.

Для щелочных металлических элементов в периодической системе указана одинаковая общая формула оксида, в которой металлический элемент одновалентен. Обратите внимание на то, что все элементы записаны в столбик друг под другом. Важно понять, как с увеличением относительных атомных масс щелочных химических элементов изменяются свойства образуемых ими простых веществ. С помощью таблицы 4 попробуйте установить закономерность в их изменении с увеличением порядкового номера элемента.

В химических свойствах простых веществ, образованных щелочными химическими элементами, также прослеживаются определённые закономерности.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ. Щелочные металлы — очень активные простые вещества.

1. Взаимодействие с кислородом. На воздухе при комнатной температуре они окисляются и образуют оксиды.



Вспомните!

- ◆ В периодической системе химические элементы размещены в пронумерованных ячейках.
- ◆ Номер ячейки каждого химического элемента не случаен — он равен заряду ядра атома и называется «порядковым номером» («протонным числом»).
- ◆ Горизонтальные ряды элементов в периодической системе называются периодами. Вертикальные столбики химических элементов периодической системы получили название групп.



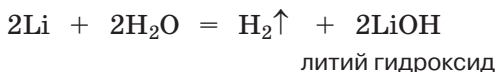
Вспомните формулу гидроген пероксида, из которого вы добывали кислород.

Другие щелочные металлы образуют ещё и пероксиды.

Если литий, натрий или калий нагреть, то окисление сопровождается

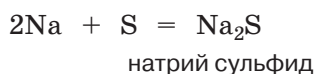
горением, то есть выделением света и тепла. Активность рубидия и цезия настолько высока, что эти металлы горят без предварительного нагревания.

2. Взаимодействие с водой. Все щелочные металлы взаимодействуют с водой и образуют гидроксиды — щёлочи. Реакция сопровождается выделением водорода и тепла (рис. 7).



Таким образом, литий реагирует с водой умеренно, натрий — гораздо быстрее, калий — слишком быстро и с выделением такого количества теплоты, что образовавшийся водород сразу загорается. Активность рубидия и цезия в реакции с водой ещё выше, чем калия.

3. Взаимодействие с неметаллами. Кроме кислорода, щелочные металлы взаимодействуют также со многими другими неметаллами, в частности с теми, которые образуют соли безокислородных кислот (рис. 6, в).

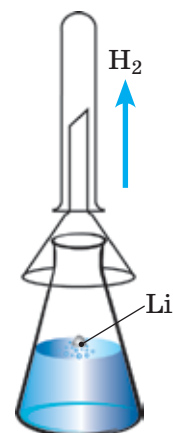


Общность физических и химических свойств рассматриваемых щелочных металлов позволила отнести химические элементы Литий, Натрий, Калий, Рубидий, Цезий к одному семейству — семейству щелочных металлических элементов.

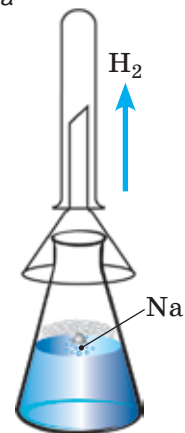


Кратко о главном

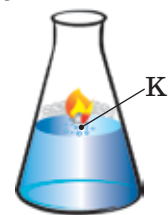
- ✓ К семейству щелочных металлических элементов относятся Литий (Li), Натрий (Na), Калий (K), Рубидий (Rb), Цезий (Cs), Франций (Fr), поскольку они образуют подобные по физическим и химическим свойствам вещества.
- ✓ Щелочные металлы имеют ярко выраженные физические свойства металлов — блеск, тепло-, электропроводность и др.
- ✓ В периодической системе щелочные металлические элементы расположены в начале периодов (кроме первого).
- ✓ Химическая активность щелочных металлов высока, что подтверждается взаимодействием с кислородом, водой, неметаллами.



а



б



в

Рис. 7

Взаимодействие с водой лития (а); натрия (б); калия (в)

- ✓ Химическая активность веществ, образованных щелочными элементами, возрастает с увеличением протонного числа.

Страничка эрудита



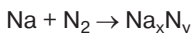
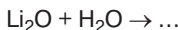
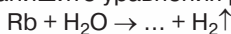
Если о железе, золоте, серебре, меди и некоторых других металлах человек знал с давних времён, то этого нельзя сказать о щелочных металлах. Причина состоит в их чрезвычайно высокой активности. Долгое время попытки добыть натрий или калий традиционными методами из уже известных солей, в частности натрия хлорида, калий хлорида или калий карбоната, были напрасными. И только в 1808 г. английский учёный **Гемфри Дэви** (1778–1829) сообщил об открытии новых элементов — Натрия и Калия. Как ему это удалось? Учёный воспользовался постоянным электрическим током и провёл электролиз (разложение электрическим током) щелочей NaOH, KOH. Возле отрицательно заряженного электрода в расплаве щёлочи Гемфри Дэви наблюдал появление шариков с сильным металлическим блеском, которые по внешнему виду напоминали ртуть. Часть из них сгорала ярким пламенем, и горение сопровождалось взрывом, а часть оставалась и довольно быстро тускнела. Причиной такого явления была химическая активность щелочных металлов. Не случайно эти металлы хранят в запаянных ампулах или под слоем керосина, что делает невозможным их непосредственное взаимодействие с другими веществами. После проведения многих опытов учёный убедился в том, что добыл в свободном состоянии металлы калий и натрий. После изучения их свойств он сообщил о своём открытии. Через 10 лет был открыт Литий, а через полвека — Рубидий и Цезий. Представитель семейства щелочных металлических элементов Франций был открыт французской исследовательницей **Маргаритой Перей** (1909–1975), ученицей Марии Склодовской-Кюри, через 132 года после открытия Натрия и Калия. Она назвала его в честь своей родины.

Знаем, понимаем

1. Какие щелочные металлы легче воды?
2. Как изменяется температура плавления и кипения щелочных металлов от лития до франция?
3. Почему из щелочных металлов не изготовлено ни одной металлической конструкции, металлического изделия?
4. Что общего в расположении щелочных элементов в периодической системе?
5. Проанализируйте утверждение и выберите то, которое вы считаете правильным.
Утверждение 1. Химическая активность калия больше, чем лития.
Утверждение 2. С увеличением порядкового номера температура плавления щелочных металлов увеличивается.
6. Как с увеличением относительных атомных масс изменяются химические свойства щелочных металлов? Подтвердите примерами.

Применяем

19. По представленным схемам напишите уравнения реакций.



20. Установите соответствие между символами и названиями щелочных элементов.

Символы		Названия	
1	K	А	Натрий
2	Rb	Б	Литий
3	Li	В	Калий
4	Na	Г	Цезий
		Д	Рубидий

21. Укажите формулу соединения с наибольшей массовой долей калия.



22. Расположите щелочные элементы по возрастанию относительной атомной массы.



Понятие о галогенах и инертных элементах

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ уяснить понятие галогенов и инертных газов;
- ♦ узнать о положении инертных элементов и галогенов в периодической системе;
- ♦ характеризовать физические свойства галогенов и инертных газов;
- ♦ разбираться в некоторых химических свойствах галогенов;
- ♦ узнать о применении галогенов и инертных газов.

ПОНЯТИЕ О ЕСТЕСТВЕННОМ СЕМЕЙСТВЕ ГАЛОГЕНОВ.

Неметаллические элементы естественного семейства галогенов — Флуор (F), Хлор (Cl), Бром (Br), Йод (I) — были открыты примерно в то же время, что и щелочные металлические элементы, то есть в первой половине XIX в. Астат (At), которого слишком мало в природе, добыт уже в XX в. Подобно щелочным металлическим элементам, галогены в природе встречаются только в составе соединений, так как простые вещества, образованные из атомов этих элементов, проявляют высокую химическую активность. Молекулы всех галогенов *двухатомные*, независимо от их агрегатного состояния — F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , At_2 . Валентность атомов галогенов в этих соединениях равна 1.

В переводе с греческого термин *галогены* означает *солероды*. Это название досталось им за способность простых веществ фтора, хлора, брома, йода реагировать с металлами и образовывать соли. Одна из таких солей — поваренная соль, или натрий хлорид NaCl , — вам хорошо знакома.

Физические свойства галогенов. Все галогены имеют запах и цвет. Запах у них резкий, раздражающий, при длительном вдыхании вызывает удушье.

При обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, йод — твёрдое вещество (рис. 8).

Эти и другие физические свойства и характеристики галогенов представлены в таблице 5.

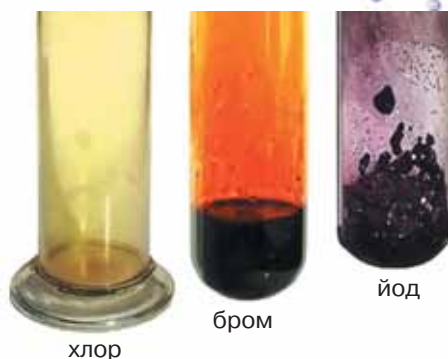


Рис. 8

Таблица 5

Сравнительная таблица галогенов как элементов и простых веществ

Химический элемент, символ	Порядковый номер элемента в периодической системе	Название простого вещества, формула	M_r вещества (округлённо)	Агрегатное состояние	Цвет	$T_{\text{плав.}}$, °C	$T_{\text{кип.}}$, °C
Флуор F	9	фтор F_2	38	газ	желтоватый	-220	-183
Хлор Cl	17	хлор Cl_2	71	газ	жёлто-зелёный	-101	-134
Бром Br	35	бром Br_2	160	жидкость	красно-бурый	-7	+59
Йод I	53	йод I_2	254	твёрдое вещество	тёмно-серый	+113	+185

Поработайте группами

Проанализируйте данные таблицы 5 и выясните, как изменяются с увеличением порядкового номера:

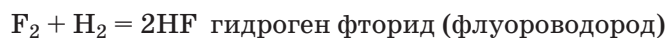
- 1) относительная молекулярная масса простых веществ, образованных из атомов химических элементов галогенов;
- 2) температура плавления галогенов;
- 3) их температура кипения;
- 4) агрегатное состояние галогенов.

ПОЛОЖЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ. Найдите в периодической системе ячейки с символами химических элементов семейства галогенов. Как видите, все они размещены в одной вертикальной колонке — группе под номером VII. В отличие от щелочных элементов, которыми начинаются периоды, галогены расположены в конце периодов.

После галогена в периоде находится только один химический элемент — представитель семейства инертных газов. Галогены имеют общую формулу высшего оксида — R_2O_7 . Следует помнить, что эта формула не распространяется на соединения Флуора и Брома с Оксигеном.

Галогены — самые активные неметаллы. Они реагируют со многими неорганическими и органическими веществами. *Рассмотрим примеры.*

Взаимодействие галогенов с водородом. Все без исключения галогены взаимодействуют с водородом, образуя газообразные вещества с общей формулой HR и общим названием **гидроген галогениды** (галогеноводороды):



Определите валентность Флуора и Брома в образовавшихся веществах.



Пользуясь представленной информацией, сделайте вывод, как изменяется химическая активность галогенов в реакции с водородом от фтора к йоду.

Для того чтобы произошла реакция между хлором и водородом, смесь достаточно осветить ярким светом или нагреть. Смесь водорода и фтора взрывается даже в темноте. Бром и пары йода реагируют с водородом только при нагревании, причём при большей температуре, чем это нужно для реакции хлора с водородом.

Гидроген галогениды при комнатной температуре — газы без цвета, но с характерным запахом, раздражающим слизистые оболочки полостей носа и рта. Хорошо растворяются в воде. Если раствор любого гидроген галогенида проверить индикаторами, то метилоранж станет розовым, универсальная индикаторная бумага покраснеет. Это доказывает наличие кислой среды.

Взаимодействие галогенов с металлами. Галогены довольно активно реагируют с металлами.

Так, натрий без нагревания соединяется с хлором (*рис. 9*):



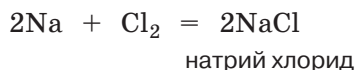
Рис. 9

Взаимодействие натрия с хлором

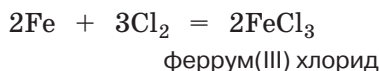


Рис. 10

Взаимодействие железа с хлором



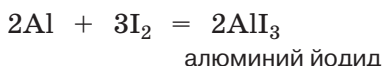
Раскалённое железо сгорает в хлоре ослепительным пламенем (*рис. 10*):



Смесь порошков алюминия и йода при комнатной температуре может сколько угодно долго находиться в неизменном состоянии. Но достаточно добавить в неё несколько капель воды, как сразу же начинается бурное взаимодействие (*рис. 11*).



Рис. 11 Взаимодействие алюминия с йодом



В уравнении вода среди реагентов не указана. Следовательно, эта реакция каталитическая, и вода в ней является катализатором.

Таким образом, элементы, которые относятся к семейству галогенов, а также их соединения имеют много общего, а физические и химические свойства веществ, содержащих галогены, меняются с изменением порядкового номера (протонного числа) химических элементов в периодической системе.



Вспомните, какие вещества называются катализаторами.

ПОНЯТИЕ ОБ ИНЕРТНЫХ ЭЛЕМЕНТАХ. В конце XIX в. экспериментальные методы исследований в химии достигли такого уровня, что в течение шести лет было открыто шесть новых химических элементов и определено их место в периодической системе. Речь идёт о Гелии (He), Неоне (Ne), Аргоне (Ar), Криптоне (Kr), Ксеноне (Xe) и Радоне (Rn).

Поработайте группами

Найдите в периодической системе элементы с порядковыми номерами (протонными числами) 2, 10, 18, 36, 54, 86, и вы убедитесь, что под этими номерами расположены инертные химические элементы. Обратите внимание на расположение каждого из них в периодах.

Первым был открыт Аргон. Внимание английского физика Джона Рэлея привлек тот факт, что у азота, добытого из воздуха, и азота, добытого из химических соединений, разная плотность. За объяснением он обратился к другому учёному — Уильяму Рамзаю. После серии экспериментов по разделению сжиженного воздуха открыто простое газообразное вещество аргон. Ещё раньше, благодаря спектральному анализу, физики установили наличие неона на Солнце. Вскоре в составе воздуха было открыто ещё три газообразных простых вещества — криптон, неон и ксенон. Последним среди продуктов радиоактивного распада радия открыли радон.

Инертные химические элементы относятся к редким на Земле элементам. Уильям Рамзай отмечал, что ксенона в воздухе меньше, чем золота в

морской воде. И это ещё одно доказательство того, насколько важны научные исследования для открытия химических элементов или создания новых веществ.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СОЕДИНЕНИЯ ИНЕРТНЫХ ГАЗОВ. Простые вещества инертных элементов при обычных условиях — газы без цвета, вкуса, запаха с низкими температурами плавления и кипения. Например, температура кипения гелия равна $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$.

От других газообразных простых веществ их отличает одноатомный состав молекул. До 1962 г. учёным не удалось добыть ни одного соединения инертных элементов. Ныне таких соединений Ксенона, Криптона и Радона, добытых в специальных условиях, известно более 200.

И даже такое свойство инертных газов, как химическая неактивность, широко применяется (рис. 12).



Рис. 12

Применение инертных газов

Аргон (а также гелий), например, используют для создания инертной атмосферы при сварочных работах, резке металлов. Гелий, криптон и ксенон используют в лазерной технике.

В медицине с помощью инертных газов проводят обследование головного мозга, лёгких и сердца; радоновые ванны лечат больные суставы, гелий добавляют в состав дыхательных смесей. Даже пищевая промышленность нашла им применение (упаковочные и вытеснительные газы и т. д.).

Яркие рекламы, украшающие витрины магазинов, разноцветное освещение улиц во время праздников также не обходятся без инертных газов.

МЕСТО ИНЕРТНЫХ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ.

После открытия инертных элементов возник вопрос, где их место в периодической системе. То, что они наделены подобными свойствами, среди которых основное — это инертность (бездействие) в отношении других веществ, предопределило их размещение в отдельной группе периодической системы. В 1900 г. принято решение дополнить периодическую систему нулевой группой и расположить там инертные элементы. Но в современной периодической системе нулевая группа отсутствует, и инертные элементы включены в VIIIA группу длиннопериодной системы или главную подгруппу VIII группы короткопериодной системы.

Кратко о главном



- ✓ Примером естественного семейства неметаллических элементов являются галогены Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат.
- ✓ Простые вещества галогены имеют двухатомные молекулы и являются типичными неметаллами как по физическим, так и по химическим свойствам.
- ✓ В реакциях с другими веществами галогены проявляют высокую химическую активность, уменьшающуюся с увеличением относительной атомной массы элементов.
- ✓ Инертные, или благородные, элементы Гелий, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон и Радон являются особым семейством, поскольку простые вещества, образованные из атомов этих элементов, имеют одноатомные молекулы, газообразны при комнатной температуре и проявляют устойчивую инертность (неактивность) относительно взаимодействия с другими веществами.
- ✓ Химические элементы галогены и инертные элементы расположены в периодической системе в конце периодов.

Страничка эрудита



Простые вещества галогены ядовиты, поэтому при попадании в организм с воздухом, водой или пищей представляют опасность для здоровья человека. А вот отрицательно заряженные частицы, образованные из их атомов (они называются «ионы»), для человека жизненно необходимы. Например, ионы Хлора Cl^- входят в состав поваренной соли. Ею не только приправляют или консервируют



продукты питания, но при определённых заболеваниях людям ставят капельницы с раствором этого вещества.

В ионах Флуора организм человека нуждается для прочности зубной эмали. Поэтому зубные пасты довольно часто содержат добавки соединений этого элемента. Ион Хлора входит в состав желудочного сока. Отдельные медицинские препараты, действующие успокаивающе на нервную систему человека, содержат ионы Брома. Чтобы правильно функционировала щитовидная железа, человеческому организму необходимы и йодсодержащие ионы. Ведь осложнение в её работе негативно сказывается на функционировании всего организма. Вам, очевидно, приходилось видеть на

упаковках с поваренной солью надпись «йодированная». Что это значит? К поваренной соли добавлено небольшое количество солей Йода, и таким образом люди могут пополнить его запасы в своём организме.

Знаем, понимаем

1. Какие элементы относятся к естественному семейству галогенов?
2. Объясните, почему галогены не встречаются в природе в свободном состоянии.
3. Дайте характеристику физических свойств галогенов.
4. Что вам известно о химических свойствах галогенов? Как они изменяются с увеличением порядковых номеров химических элементов?
5. Какие элементы относятся к естественному семейству инертных элементов? Почему они так называются?
6. Дайте характеристику физических свойств и применения инертных газов.

Применяем

23. Выпишите формулы сложных веществ, встречающихся в тексте параграфа, и укажите над символами элементов валентность атомов.
24. Укажите правильный ответ, касающийся следующего перечня веществ: *натрий, фтор, калий, бром, гелий, аргон, неон*.
 - А преобладают галогены
 - Б преобладают инертные газы
 - В преобладают щелочные металлы
 - Г галогенов, инертных газов и щелочных металлов — поровну
25. Установите соответствие между веществами и их относительными молекулярными массами.

Вещества		Относительные молекулярные массы	
1	хлор	А	80
2	аргон	Б	160
3	калий оксид	В	71
4	бром	Г	40
		Д	94

§ 7.

Периодический закон Д. И. Менделеева

В 7 классе вы изучили закон сохранения массы веществ в химических реакциях.

Информация предыдущих трёх параграфов этой темы подготовила вас к пониманию и постижению следующего важного закона природы — *периодического закона*. Его открыл Дмитрий Иванович Менделеев, поэтому он назван в его честь периодическим законом Д. И. Менделеева.

ВЫБОР ПРИЗНАКА КЛАССИФИКАЦИИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ. Относительно периодического закона, совокупностью исследуемых свойств являются свойства химических элементов и их соединений.

На момент открытия периодического закона было известно 63 химических элемента. Рассмотренные в § 4 попытки предшественников Д. И. Менделеева классифицировать элементы на основе подобных признаков и свойств не увенчались успехом. В то же время наука химия продолжала развиваться и ощущалась острая потребность в научной классификации всех химических элементов. Молодой профессор Санкт-Петербургского университета Дмитрий Иванович Менделеев по собственной инициативе взялся за это дело, потому что, создавая учебник «Основы химии» и работая преподавателем химии в университете, убедился, насколько необходимой была такая классификация.

К тому времени было опубликовано более 30 работ его предшественников по классификации элементов. Учёный отмечал, что он их изучил и для себя определился с признаком классификации. Действительно, перед Менделеевым встал вопрос выбора признака классификации. Этот признак должен был отличаться от тех, которыми воспользовались предшественники, и касаться всех без исключения элементов. В то время таких признаков было известно два — валентность и атомная масса химических элементов (тогда она называлась «атомный вес»). Дмитрий Иванович выбрал атомную массу, руководствуясь тем, что она является неизменной характеристикой атомов и остаётся таковой, какие бы химические явления ни происходили. Валентность же бывает как постоянной, так и

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ понять, как Д. И. Менделеев совершил открытие периодического закона;
- ◆ выявить, выбор какого признака химических элементов позволил учёному их классифицировать;
- ◆ постичь один из основных законов природы — периодический;
- ◆ формулировать определение периодического закона;
- ◆ узнать больше о гармонии окружающего мира.



Вспомните закон сохранения массы веществ. Как с его соблюдением пишут уравнения химических реакций?



Закон — это доказанное утверждение, описывающее исследуемые свойства закона или явления. Открытию закона предшествует исследовательская работа.

переменной, причём одинаковую валентность могут иметь атомы элементов с резко отличающимися химическими свойствами веществ. Например, одновалентные щелочные металлические элементы и одновалентные в соединениях с Гидрогеном и металлическими элементами галогены.

Но это вовсе не означает, что учёный отказался от использования валентности. Напротив, он тщательно анализировал и сравнивал валентность атомов в различных соединениях, и это помогало ему в работе над классификацией химических элементов.

ОФОРМЛЕНИЕ КАРТОЧЕК С ИНФОРМАЦИЕЙ О ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТАХ. Чтобы определить, существует ли общая зависимость свойств химических элементов и их соединений от атомной массы, Д. И. Менделеев оформил 63 карточки на каждый известный элемент. Карточка содержала запись символа химического элемента, округлённую атомную массу, формулу оксида, высшую валентность по кислороду, формулу летучего соединения с Гидрогеном (для неметаллических элементов), валентность элемента в нём. Все известные в то время химические элементы учёный расположил в один ряд по возрастанию атомной массы, пронумеровав их, а полученный номер назвал *порядковым номером*.

Для лучшего восприятия этой информации поработаем с таблицей 6.

По данному фрагменту видим, что на отдельных отрезках ряда наблюдается постепенное изменение свойств элементов и их соединений. В частности, на отрезке от Лития до Флуора металлические свойства соединений постепенно ослабевают, а неметаллические — возрастают и достигают максимума у Флуора. Под номером 10 расположен инертный химический элемент Неон. То есть при переходе от галогена к этому элементу наблюдается резкий спад активности. Как вы уже знаете, в отличии

Фрагмент ряда элементов, размещённых

Название элемента	Гидроген	Гелий	Литий	Бериллий	Бор	Карбон	Нитроген	Оксиген	
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8	
Химический символ	H	He	Li	Be	B	C	N	O	
Относительная атомная масса (округлённая)	1	4	7	9	11	12	14	16	
Формула оксида	H ₂ O	—	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	
Валентность в высшем оксиде	1	0	1	2	3	4	5	—	
Формула летучего соединения с Гидрогеном	—	—	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	
Валентность в соединении с Гидрогеном	—	—	—	—	—	4	3	2	

от галогенов, неон не реагирует ни с водородом, ни с металлами и по своим свойствам напоминает элемент с порядковым номером 2, то есть Гелий.

Одиннадцатым расположен Натрий — представитель семейства активных щелочных элементов. От Натрия и до Аргона с постепенным увеличением атомной массы наблюдается подобное ряду Литий — Неон изменение следующих характеристик: металлические свойства элементов постепенно ослабевают, неметаллические — возрастают; валентность по Кислороду увеличивается; валентность неметаллических элементов в бинарных соединениях с Водородом уменьшается. То есть среди них также происходит постепенное возрастание неметаллических свойств, которое достигает максимума у расположенного семнадцатым Хлора. После Хлора снова появляется неактивный инертный элемент Аргон. Следовательно, через промежуток в восемь химических элементов свойства повторились.

Если бы мы продолжали анализировать и дальше, то увидели бы, что девятнадцатый элемент Калий — представитель щелочных элементов — повторяет свойства элементов с порядковыми номерами 3 и 11, потому что они являются представителями одного естественного семейства щелочных элементов.

ОТКРЫТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА. Анализируя таким образом ряд элементов, расположенных по возрастанию атомной массы, Менделеев пришёл к выводу, что при постоянном увеличении атомной массы свойства элементов и их соединений периодически повторяются. На основании этого он делает сообщение о своём открытии и формулирует закон. В историю науки химии этот закон вошёл как *периодический закон Дмитрия Ивановича Менделеева*.

Таблица 6

в порядке увеличения их атомной массы

Флуор	Неон	Натрий	Магний	Алюминий	Силиций	Фосфор	Сулфур	Хлор	Аргон
9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	23	24	27	28	31	32	35	40
—	—	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
—	0	1	2	3	4	5	6	7	0
HF	—	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
1	0	—	—	—	4	3	2	1	0

Периодический закон формулируется так: свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.

Датой открытия закона считается *1 марта 1869 года*. В этот день был опубликован доклад о периодичности в изменении свойств химических элементов.

Страницка эрудита



*Николай Ярошенко.
Портрет Д. И. Менделеева*

Дмитрий Иванович МЕНДЕЛЕЕВ (1834–1907) — всемирно известный учёный в области химии, физики, геологии, экономики и метеорологии, выдающийся педагог. Среднее образование получил в Тобольской гимназии, высшее — в Петербургском педагогическом институте, который закончил с золотой медалью. Круг его научных интересов был очень широк. А его научные труды насчитывают 26 томов.

Менделеев был прекрасным педагогом, более 30 лет работал преподавателем Петербургского университета. В созданном им учебнике «Основы химии» впервые истолкована неорганическая химия с позиций периодического закона. В течение 80 лет этот учебник более 20 раз переиздавали на разных языках.

Менделеев увлекался музыкой, живописью, литературой. Дома у него частыми гостями были известные музыканты, художники, писатели. С художником А. И. Куинджи (автором шедевра живописи — картины «Ночь на Днепре»), химиком и композитором А. П. Бородиным (автором оперы «Князь Игорь») он дружил много лет.

Учёный Бонифаций Кедров провёл детальное изучение наследия открывателя периодического закона и опубликовал материалы исследования, среди которых есть такая цитата Менделеева: «Я был с самого начала глубоко убеждён в том, что самое основное свойство атомов — атомный вес, или масса атома, — должно определять остальные свойства каждого элемента... Сопоставив всё, я с неотразимой ясностью увидел периодический закон и получил полное внутреннее убеждение, что он отвечает глубочайшей природе вещей. В его освещении предо мной раскрылись целые новые области науки. Я в него внутренне поверил той верой, которую я считаю необходимой для каждого плодотворного дела».

А ещё Дмитрий Иванович предположил, что новые открытия учёных не угрожают закону разрушением, а только «надстройку и развитие обещают». И это действительно так, поскольку и через полтора века после открытия закона химии всего мира им пользуются и благодаря этому достигают успехов в открытии новых элементов и соединений.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание. Выясните, начиная от Лития, через сколько элементов в периодической системе находится элемент, принадлежащий к семейству щелочных. Это же выясните для галогенов, начиная с Флуора.

Одинаковые или разные данные вы получили? Прослеживается ли в этом закономерность?

Кратко о главном

- ✓ Предшественники Д. И. Менделеева, выбрав признаком классификации подобные свойства отдельных групп элементов, подготовили почву для открытия периодического закона, но не смогли вывести закономерность, которая касалась бы всех без исключения элементов.
- ✓ Д. И. Менделеев выбрал признаком классификации атомную массу — постоянную характеристику, касающуюся всех элементов и для каждого из них имеющую определённое значение, то есть никогда не повторяющуюся.
- ✓ Обнаруженная Д. И. Менделеевым периодическая повторяемость свойств веществ позволила ему сформулировать периодический закон, согласно которому свойства простых веществ, а также формы и свойства сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.
- ✓ Периодический закон — это общий закон природы, он позволяет предусматривать и открывать новые элементы, создавать новые вещества.

Знаем, понимаем

1. Почему предшественники Д. И. Менделеева не смогли классифицировать все химические элементы?
2. Какую характеристику атома использовал Д. И. Менделеев для классификации химических элементов?
3. Какую подготовительную работу, которая способствовала выявлению периодической повторяемости свойств элементов и их соединений, провёл учёный?
4. Дайте определение периодического закона в формулировке Д. И. Менделеева.
5. Приведите два примера элементов, повторяющих свойства Флуора. Через сколько элементов, расположенных по возрастанию их относительных атомных масс в один сплошной ряд, происходит повторение?
6. Приведите два примера элементов, повторяющих свойства Лития. Через сколько элементов, расположенных в один сплошной ряд, каждый из них появляется?
7. Сравните полученные в заданиях 5 и 6 ответы. Что в них общего?
8. Найдите в таблице 6 (с. 44–45) химические элементы, высшие оксиды которых соответствуют общей формуле EO_2 . Назовите общую формулу их летучих соединений с Водородом.
9. Что из биографии Д. И. Менделеева вас больше всего поразило и заинтересовало?



Структура периодической системы химических элементов

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ понять принцип создания и развития периодической системы;
- ◆ сформировать понятия о составляющих периодической системы.

С периодической системой химических элементов вы ознакомились в 7 классе и пользовались ею как справочной, когда необходимо было узнать относительную атомную массу элемента, количество протонов и нейтронов в ядре, количество электронов в электронной оболочке атома. Однако это не вся информация, которую содержит периодическая система. Пришло время подробнее изучить периодическую систему и при необходимости использовать приобретённые знания.

СОЗДАНИЕ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

Одновременно с открытием периодического закона Д. И. Менделеев работал над созданием периодической системы химических элементов. Для этого сплошной ряд элементов, составленный (выстроенный) по возрастанию относительной атомной массы, учёный разбил на короткие ряды и разместил их таким образом, чтобы элементы из естественных семейств были расположены друг под другом. При этом оказалось, что в некоторых местах расположение элементов естественных семейств не совпадало. Но учёный был твёрдо убеждён в достоверности периодического закона, а потому выдвинул два предположения:

- 1) атомные массы некоторых элементов требуют уточнения;
- 2) должны существовать некоторые ещё не открытые элементы, и для них следует оставить свободные ячейки в таблице.

И эти предположения он проверил.

Приведём примеры.

Пример 1.

До начала работы Д. И. Менделеева над созданием классификации элементов считалось, что у Бериллия относительная атомная масса 13,5. В таком случае он должен был бы разместиться между Карбоном и Нитрогеном, что могло привести к тому, что подобные элементы не попали бы в одну группу. Тогда Дмитрий Иванович обратил внимание на то, что по форме и свойствам соединений этот элемент должен занять место между Литием и Бором, и высказал предположение об ошибке в определении относительной атомной массы Бериллия. Экспериментальные исследования подтвердили правильность догадки Д. И. Менделеева.

Пример 2.

Д. И. Менделеев считал, что, кроме известных в то время 63 химических элементов, существуют и другие, пока не открытые. Для них он оставил пустые ячейки. Например, такими были ячейки с порядковыми номерами 21, 31, 32. Дмитрий Иванович не только оставил места в периодической системе для химических элементов

с этими порядковыми номерами, но и правильно описал их свойства. Все три элемента были открыты при жизни Д. И. Менделеева и получили названия Скандий, Галлий, Германий. Их свойства совпали со свойствами, предвиденными выдающимся учёным. После этих открытий периодический закон получил мировое признание, а периодическая система как графическое отображение закона стала таблицей номер один для всех химиков и тех, кто изучает химию в школе или университете.

Периодической системой называется упорядоченное множество химических элементов и их классификация.

То, что инертным и некоторым другим элементам, открытым после 1869 г., нашлось место в периодической системе, свидетельствует об универсальности периодического закона, а периодическая таблица, которую со временем назвали периодической системой, является его отображением.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА, ЕЁ ФОРМА И СТРУКТУРА. Пробразом современной периодической системы была таблица «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве» (рис. 13), опубликованная Д. И. Менделеевым 1 марта 1869 г. В течение двух с половиной лет учёный совершенствовал систему распределением элементов на *группы, периоды, ряды*, после чего она приобрела современные очертания.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180,		
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182		
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186.		
		Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4		
		Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198		
		Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.		
		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200		
H = 1		Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
		B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 116	Au = 197?
		C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
		N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
		O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
		F = 19	Cl = 35	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	Di = 95			
		?In = 75,	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

Рис. 13

Таблица «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», опубликованная Д. И. Менделеевым 1 марта 1869 г.

За годы существования периодической системы предлагалось множество вариантов её графического отображения. Это были преимущественно таблицы, хотя встречались и геометрические фигуры, спирали и т. д. Наибольшее признание получили две табличные формы — **короткопериодная** (*первый форзац учебника*) и **длиннопериодная** (*второй форзац учебника*).

В структуре обоих вариантов таблицы различают **периоды** и **группы**.

Периодом называется горизонтальный ряд элементов, который начинается щелочным металлическим элементом и заканчивается инертным элементом (*рис. 14*). Исключение составляют первый период, который начинается Гидрогеном и содержит только два элемента, и последний, который ещё не завершён, поэтому инертный элемент в нём отсутствует.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (короткий вариант)

Периоды	Ряды	Группы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1	H 1 Гидроген							(H)	He 2 Гелий	Периодовый номер Символ элемента
2	2	Li 3 Литий	Be 4 Бериллий	B 5 Бор	C 6 Карбон	N 7 Азот	O 8 Кислород	F 9 Фтор	Ne 10 Неон	Ca 20 Кальций	Относительная атомная масса элемента
3	3	Na 11 Натрий	Mg 12 Магний	Al 13 Алюминий	Si 14 Кремний	P 15 Фосфор	S 16 Сера	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон		

Рис. 14

Период в периодической системе

Всего в периодической системе семь периодов, они обозначены арабскими цифрами от 1 до 7.

Группа — это вертикальный столбик элементов, подобных по свойствам и форме их соединений (*рис. 15*).

В периодической системе 8 групп. Они пронумерованы римскими цифрами от I до VIII (*рис. 15*).

Пользуясь периодической системой, выберите по два примера химических элементов каждой из восьми групп.

Группы		
IV	V	VI
C 6 Карбон	N 7 Азот	O 8 Кислород
Si 14 Кремний	P 15 Фосфор	S 16 Сера
Ti 22 Титан	V 23 Ванадий	Cr 24 Хром
Ge 32 Германий	As 33 Арсен	Se 34 Селен
Zr 40 Цирконий	Nb 41 Ниобий	Mo 42 Молибден
Sn 50 Свинец	Sb 51 Сурьма	Te 52 Теллур
Hf 72 Гафний	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам
Pb 82 Свинец	Bi 83 Висмут	Po 84 Полоний

Рис. 15

Группа в периодической системе

СТРОЕНИЕ КОРТКОПЕРИОДНОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

Обратите внимание на то, что за номерами периодов в периодической системе идут

номера рядов, обозначенные также арабскими цифрами от 1 до 10. Как видим, рядов больше, чем периодов. Это свидетельствует о том, что отдельные периоды состоят более чем из одного ряда. Обратитесь к периодической системе, и вы увидите, что первый, второй и третий периоды образованы из одного ряда, а четвёртый, пятый и шестой периоды состоят из двух рядов — чётного и нечётного. Первые шесть периодов являются завершёнными, то есть в них нет места для размещения открываемых химических элементов. Седьмой период не завершён, и вновь открытые искусственно добытые химические элементы пополняют его.

Периоды, состоящие из одного ряда, называются **малыми**, а периоды, состоящие из двух рядов, — **большими**. В длиннопериодной системе разделение на ряды отсутствует.

Как вы знаете, повторяемость свойств химических элементов и их соединений происходит периодически, то есть через определённый промежуток элементов. В периодической системе такими промежутками являются периоды. Разумеется, в малых периодах периодическая повторяемость свойств и форм соединений проявляется быстрее, чем в больших периодах.

Рассмотрим особенности групп короткопериодной системы химических элементов на примере седьмой группы. Начинается она Флуором. Строго под ним в один столбик записаны все другие галогены. Они образуют **главную подгруппу VII группы**. Обратите внимание на то, что среди них есть представители и малых, и больших периодов. У этой группы есть ещё один столбик элементов, не вошедший в галогены. Он начинается только с четвёртого периода металлическим элементом — Манганом (Mn). Строго под ним расположены Технеций, Рений, Борий. Вместе они образуют **побочную подгруппу** химических элементов VII группы периодической системы.

Главными подгруппами называются подгруппы, к которым относятся элементы и малых, и больших периодов. **Побочными подгруппами** называются подгруппы, к которым относятся элементы только больших периодов.

В главных подгруппах, начиная с третьей группы, содержатся химические неметаллические (ими главные подгруппы начинаются) и металлические элементы. Главные подгруппы VII и VIII групп периодической системы полностью состоят из неметаллических элементов.



С помощью короткопериодной системы выясните, какие периоды относятся к малым, а какие — к большим. Обратитесь к длиннопериодной периодической системе и убедитесь в отсутствии в ней рядов.



С помощью периодической системы выясните, сколькими элементами отделяются щелочные металлические элементы Натрий и Калий, а сколькими — Калий и Рубидий.

Вы знаете, что с увеличением относительной атомной массы элементов неметаллические свойства галогенов ослабевают, тогда как у щелочных элементов металлические свойства усиливаются. Эти закономерности присущи элементам главных подгрупп.

В рамках главной подгруппы с увеличением порядкового номера химического элемента металлические свойства усиливаются, а неметаллические — ослабевают.



Воспользуйтесь этой закономерностью, чтобы определить: у какого из элементов II группы главной подгруппы — Магния или Кальция — больше выражены металлические свойства; у Оксигена или Сульфюра (VI группа главной подгруппа) — больше выражены неметаллические свойства.



Вычислите валентность элемента, обозначенного в общих формулах высших оксидов буквой R, и убедитесь, что она равна номеру группы.

В нижней части периодической системы под седьмым периодом есть ещё четыре горизонтальные строки с названиями: «Высшие оксиды», «Летучие водородные соединения», «Лантаноиды», «Актиноиды».

В строке «**Высшие оксиды**» для каждой группы представлена общая формула оксида с максимальной валентностью элемента, хотя у этого общего правила существуют исключения, например, Купрум размещён в I группе, однако высший оксид имеет формулу CuO , Флуор — в VII группе, а его формула соединения с Оксигеном — OF_2 .

Общие формулы летучих водородных соединений (так называются газообразные соединения неметаллических элементов с **Водородом**) записаны только под четвёртой, пятой, шестой и седьмой группами. А поскольку неметаллические элементы в периодической системе размещены только в главных подгруппах, то указанные общие формулы летучих водородных соединений касаются неметаллических элементов главных подгрупп. Например, в главной подгруппе IV группы размещены два неметаллических элемента — Карбон и Силиций. Учитывая общую формулу RH_4 , составляем формулы соединений с Водородом: CH_4 и SiH_4 .

ЛАНТАНОИДЫ И АКТИНОИДЫ. Отыщем в периодической системе элемент с порядковым номером 57. Это Лантан. Он расположен в шестом периоде, третьей группе, побочной подгруппе. Обратите внимание на то, что следующий элемент Цирконий имеет порядковый номер не 58, а 72. И это не ошибка. Элементы с порядковыми номерами 58–71 вынесены за пределы последовательного размещения элементов в периодической системе в строку под названием «Лантаноиды». Аналогично поступили и с элементами, имеющими порядковые номера 90–103. Их можно найти в строке «Актиноиды». Лантаноиды и актиноиды появились в периодической системе в начале XX в., после открытия около 40 новых элементов. В то время в периодической системе свободными оставались только семь ячеек в шестом и седьмом периодах, тогда как размещать нужно было 28 химических элемен-

тов. Поскольку 14 элементов (порядковые номера 58–71) обладают общими свойствами с Лантаном, их назвали **лантаноидами** и вынесли в отдельную строку периодической системы. Подобным образом разместили и элементы с порядковыми номерами 90–103, названные **актиноидами** (рис. 16).

7	10	Fr 87 Франций (223)	Ra 88 Радий (226.03)	89 **Ac Актиний (227)	104 Rf Резерфордий (261)	105 Db Дубний (262)	106 Sg Сиборгий (263)	107 Bh Борий (262)	108 Hs Гасий (265)	109 Mt Майтнерий (266)	110 Ds Дармштадтий (281)				
	11	111 Rg Рентгений (289)	112 Cn Коперниций (285)	Uut 113 Унунтрий (284)	Fl 114 Флеровий (289)	Uup 115 Унунпентий (288)	Lv 116 Ливерморий (293)	Uus 117 Унунсептий (294)	Uuo 118 Унуноктий (294)						
Высшие оксиды		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Летучие															
Гидрогенов															
*	Лантаноиды	58 Ce 140.12 Церий	59 Pr 140.908 Прометий	60 Nd 144.24 Неоим	61 Pm 144.912 Прометий	62 Sm 150.36 Самарий	63 Eu 157.25 Европий	64 Gd 158.925 Гадолиний	65 Tb 162.50 Тербий	66 Dy 164.93 Диспрозий	67 Ho 167.26 Гольмий	68 Er 168.93 Эрбий	69 Tm 173.04 Тулий	70 Yb 174.97 Иттербий	71 Lu 174.97 Лютеций
**	Актиноиды	90 Th 232.038 Торий	91 Pa 231.036 Протактиний	92 U 238.029 Уран	93 Np (237) Нептуний	94 Pu (244) Плутоний	95 Am (243) Америций	96 Cm (247) Кюрий	97 Bk (247) Берклий	98 Cf (251) Калифорний	99 Es (252) Эйнштейний	100 Fm (257) Фермий	101 Md (258) Менделевий	102 No (259) Нобелий	103 Lr (260) Лоуренсий

Рис. 16

Лантаноиды и актиноиды в периодической системе

ДЛИННАЯ ФОРМА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ. В длиннопериодной системе также семь периодов, однако ряды отсутствуют. Группы **IA–VIIA** длиннопериодной формы таблицы соответствуют главным подгруппам короткопериодной, группы **IB–VIIIB** — побочным. Поскольку элементы **VIIIB** группы распределены на три столбика, то всего групп — 18. Первыми расположены группы **IA** и **IIA**. Затем следуют группы **B**, после которых периоды продолжают и завершают элементы групп **A**.

Элементы групп **B** присутствуют только в 4–7 периодах. Ознакомимся поближе с такими элементами на примере четвертого периода (порядковые номера 21–30). Их всего 10, и они относятся к металлическим элементам. В короткопериодной системе они расположены под теми же порядковыми номерами в побочных подгруппах **I–VIII** групп.

В любом варианте таблицы элементы легко найти, если помнить, что они размещены в соответствии с их порядковыми номерами.

Кратко о главном

- ✓ Периодическая система — совокупность химических элементов, размещённых по возрастанию их атомных масс и упорядоченных в форме таблицы.
- ✓ Короткопериодная периодическая система состоит из семи периодов и восьми групп химических элементов, которые делятся на главную и побочные подгруппы. В длиннопериодной системе семь периодов и 18 групп (группы **A** и **B**).
- ✓ В периоде с увеличением атомной массы химических элементов происходит постепенный переход от металлических свойств к неметаллическим.
- ✓ В группах размещены химические элементы с подобными свойствами и формами соединений.
- ✓ Периодичность свойств химических элементов обусловлена подобными свойствами и одинаковой формой оксидов, гидратов оксидов, летучих водородных соединений.



Страницка эрудита

Свидетельством того, что периодический закон предусматривает достраивание периодической системы, являются оставленные Д. И. Менделеевым свободные ячейки для ещё не открытых элементов, описание свойств некоторых из них. В частности, между Силицием и Станумом оставалась пустой ячейка 32, в которой, по прогнозам учёного, должен разместиться элемент под условным названием «экасилиций».

В 1886 г. немецкий учёный Клеменс-Александр Винклер, анализируя один из минералов, обнаружил в нём новый элемент. Учёный выделил элемент в виде простого вещества, добыл его соли, изучил свойства и назвал в честь своей страны Германием. Сравнение свойств химического элемента с порядковым номером 32, предвиденных Менделеевым, со свойствами Германия представлено в таблице 7.

Таблица 7

Сравнение свойств Экасилиция и Германия

Признаки сравнения	Экасилиций Es, предвиденный Д. И. Менделеевым	Германий Ge, открытый Винклером
Свойства металлов	плавкий металл, способный при сильном нагревании испаряться	серый металл, плавится при 936 °С, при более высоких температурах испаряется
Атомная масса	≈ 72	72,59
Плотность	≈ 5,5 г/см ³	5,35 г/см ³ при 20 °С
Высший оксид	EsO ₂ , должен легко восстанавливаться, плотность ≈ 4,7 г/см ³ ,	GeO ₂ , легко восстанавливается углём или водородом до металла, плотность — 4,703 г/см ³
Бинарное соединение с Хлором	EsCl ₄ — жидкость с температурой кипения ≈ 90 °С и плотностью ≈ 1,9 г/см ³	GeCl ₄ — жидкость с температурой кипения 83 °С и плотностью при 18 °С 1,88 г/см ³

Знаем, понимаем

1. Что называется периодической системой?
2. Подумайте, в чём заключается сходство и различие короткопериодной и длиннопериодной систем химических элементов.
3. Сформулируйте определение периода, ряда, группы, подгруппы химических элементов. Приведите примеры.

Применяем

26. Выясните количество элементов в периодах и заполните таблицу.

Номер периода	1	2	3	4	5	6	7
Количество элементов							

27. Объясните, как изменяются свойства химических элементов с увеличением порядковых номеров в: а) периодах; б) главных подгруппах (группах А).
28. Д. И. Менделеев определил, что масса химического элемента примерно равна среднему арифметическому атомных масс соседних в периоде и группе элементов. Пользуясь этим, вычислите атомные массы элементов с порядковыми номерами 12 и 23 и сравните их с данными таблицы.

§ 9.

Строение атома. Состав атомных ядер. Протонное и нуклонное числа

ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА.

Напомним, что термин «*атом*» возник ещё в античном мире и в переводе с греческого означает «неделимый». Почти до конца XIX в. преобладало мнение о том, что атом не подлежит разделению на меньшие частицы. Однако после открытия (1897 г.) в атоме отрицательно заряженных электронов и явления радиоактивности учёные поняли, что это не так.

Радиоактивность — самопроизвольный распад неустойчивых атомных ядер, который сопровождается радиоактивным излучением.

МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА ТОМСОНА. Первую модель строения атома (рис. 17) разработал *Джозеф Джон Томсон* (1856–1940) — английский физик, который в 1897 г. открыл в составе атома электроны.

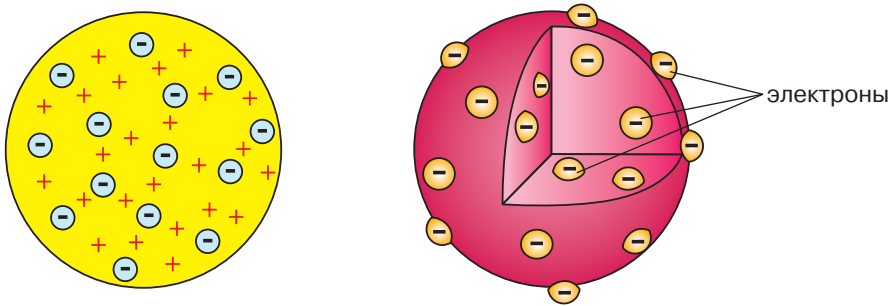


Рис. 17

Модель строения атома Томсона

Согласно этой модели атом является положительно заряженным по всему объёму шаром, в который вкраплены отрицательно заряженные частицы — электроны. Атом в целом нейтрален. Масса атома тоже равномерно распределена в этом объёме.

Модель Томсона просуществовала в науке недолго. Через несколько лет её опроверг английский физик *Эрнест Резерфорд* (1871–1937) на основании результатов собственных экспериментальных исследований.

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ выяснить, какие модели строения атома известны в науке;
- ♦ узнать о вкладе отечественных и зарубежных учёных в изучение строения атома;
- ♦ характеризовать состав ядер;
- ♦ оперировать научными терминами «протонное число» и «нуклонное число»;
- ♦ осознать роль теоретических и экспериментальных исследований в развитии науки.

Пропуская прямолинейно поток положительно заряженных частиц с массой атома Гелия через тоненькие металлические пластинки, он обнаружил, что большинство частиц проникает сквозь пластинку, некоторая часть отклоняется под определёнными углами от заданного им прямолинейного движения, а примерно 1/10 000 часть «отскакивает» назад (рис. 18).

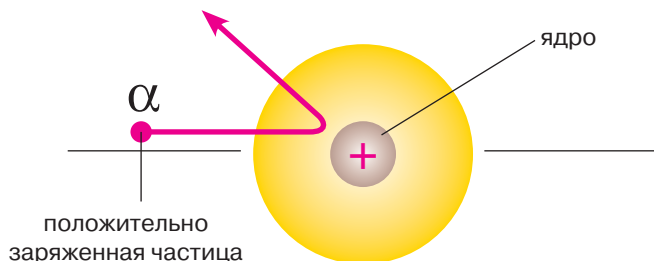


Рис. 18 Отклонение положительно заряженной частицы от ядра

Поведение одной из десяти тысяч частиц в этом опыте учёный объяснил следующим образом. Поскольку частицы имели положительный заряд, то отталкивать (отбрасывать назад) их могли другие частицы — также положительно заряженные. Одноимённые заряды, как вам известно, отталкиваются. Такие результаты опыта поставили под сомнение модель Томсона, поскольку доказывали, что большая часть атомного пространства не несёт положительного заряда, он сконцентрирован в одном месте очень малого объёма. На этом основании сделан вывод, что атомы состоят из положительно заряженной сердцевинки — ядра и отрицательно заряженных частиц — электронов, размещённых за его пределами. Поэтому Э. Резерфорд предложил в 1911 г. новую модель строения атома.

ПЛАНЕТАРНАЯ МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА РЕЗЕРФОРДА.

Прообразом этой модели стала модель Солнечной системы. Согласно модели весь положительный заряд и почти вся масса атома (99,4 %) сосредоточены в атомном ядре. Размер ядра чрезвычайно мал по сравнению с размерами атома. Вокруг ядра круговыми или эллиптическими орбитами, как планеты вокруг Солнца (отсюда название модели), непрерывно движутся электроны, образуя электронную оболочку атома.

Заряд электрона — самый маленький из всех известных зарядов (*подробнее об этом вы узнаете на уроках физики*), его абсолютным значением пользуются крайне редко. В основном используют условный заряд -1 . Положительный заряд ядра равен суммарному отрицательному заряду электронов, поэтому в целом атом электронейтрален (заряд равен нулю) (рис. 19).

В 1919 г. Э. Резерфорд во время экспериментальных исследований осуществил расщепление ядра и открыл **протоны** — положительно заряженные частицы, за счёт которых ядро имеет положительный заряд. Протон, как и электрон, имеет очень малую массу, правда, по сравнению с ним она в 1836 раз больше. А вот заряды обеих частиц одинаковы, но противоположны по знаку. То есть заряд протона условно равен $+1$.

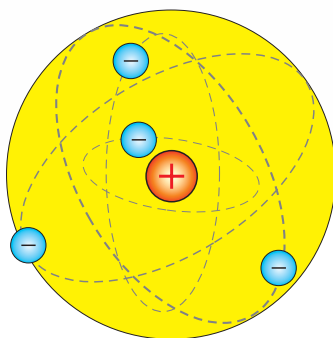
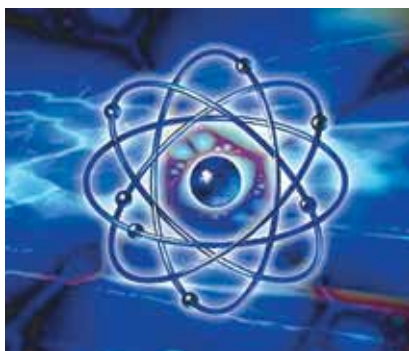


Рис. 19

Модель атома Резерфорда

Сегодня учёные всего мира используют теорию о том, что, кроме протонов, в состав ядра входят нейтроны. Теоретическое предположение о наличии нейтронов в ядре выразил в 1932 г. известный физик **Дмитрий Дмитриевич Иваненко**. В 1933 г. он сделал доклад о протонно-нейтронной структуре ядра атома, в котором опирался на то, что в ядре есть тяжёлые частицы одинаковой массы — протоны и нейтроны. Нейтроны, в отличие от протонов и электронов, не несут электрических зарядов. Отсюда происходит их название — «нейтроны» (нейтральные). Гениальное предположение Д. Д. Иваненко нашло экспериментальное подтверждение в опытах английского физика **Джеймса Чэдваика (1891–1974)**, за что в 1935 г. он был удостоен Нобелевской премии.

Страницка эрудита



Дмитрий Дмитриевич ИВАНЕНКО (1904–1994) — выдающийся физик-теоретик, сделавший фундаментальный вклад в развитие многих разделов ядерной физики, теории поля и теории гравитации. Блестящий преподаватель нескольких высших учебных заведений СССР, в том числе и в Украине. Мировое признание Дмитрий Дмитриевич получил в 1932 г. (в 27 лет!), когда первым на основе теоретических обобщений предложил протонно-нейтронную модель атомного ядра.

Родился 29 июля 1904 г. в Полтаве в семье редактора и учительницы. В 1920 г. окончил гимназию в Полтаве, где его в шутку называли «профессором». Первое высшее образование получил на физико-математическом факультете Полтавского педагогического института, в 1923–1927 гг. учился в Ленинграде. В 30-е годы — научный сотрудник Физико-математического института АН СССР, заведующий теоретическим отделом Украинского физико-технического института в Харькове, заведующий кафедрой теоретической физики Харьковского механико-машиностроительного института, профессор Харьковского университета. В 1940 г. защитил докторскую диссертацию на тему «Основы теории ядерных сил» и продолжал заниматься теоретической физикой, а также возглавил кафедру теоретической физики в Киевском государственном университете имени Тараса Шевченко.



Дмитрий
Иваненко

С 1943 г. и до последних лет своей жизни — профессор физического факультета Московского государственного университета (МГУ) имени М. В. Ломоносова.

Научные заслуги учёного высоко оценили нобелевские лауреаты: П. Дирак, Х. Юкава, Н. Бор, И. Пригожин и С. Тинг, — которые общались с ним и оставили свои знаменитые высказывания на стенах кабинета Д. Д. Иваненко на физическом факультете МГУ имени М. В. Ломоносова.

Поработайте группами

Сестра Дмитрия Дмитриевича Иваненко **Оксана ИВАНЕНКО** (1906–1997) — известная украинская писательница, автор многих книг и литературных сказок.

Вспомните, какие из её произведений вам известны (изучали в школе). На досуге поинтересуйтесь больше её творчеством, поделитесь впечатлениями от прочитанного с одноклассниками.



Дальнейшие достижения в изучении строения атома в XX в. ознаменовались открытием нейтральной частицы n -нейтрона в составе ядра атома. Нейтроны и протоны формируют атомное ядро и определяют массу атома. Так сформировались современные взгляды на состав и строение атома. Обобщим их.

СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СОСТАВЕ И СТРОЕНИИ АТОМА. Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. В состав ядра входят: положительно заряженные *протоны*, незаряженные (нейтральные) *нейтроны*. Отрицательно заряженные *электроны* находятся в непрерывном движении и формируют электронную оболочку атома. Протоны принято обозначать 1_1p , нейтроны — 1_0n , электроны — e^- (рис. 20).

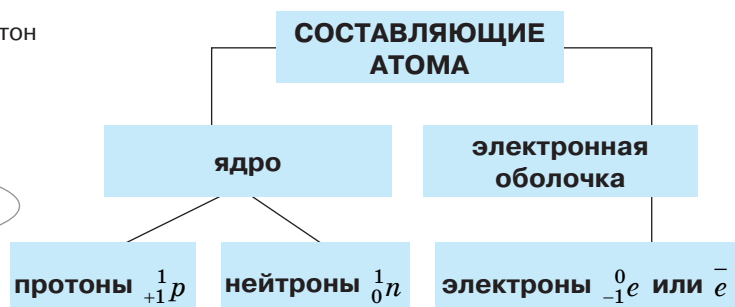
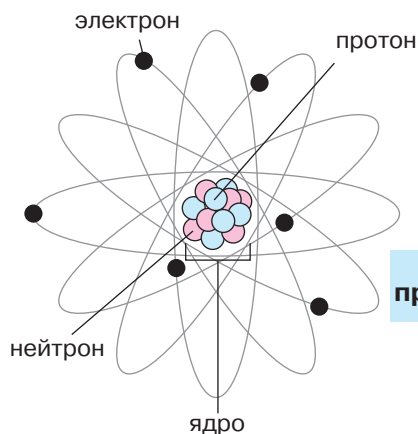


Рис. 20

Модель и схема строения атома

Атом — наименьшая электронейтральная частица вещества.

Все составляющие атома имеют чрезвычайно малую массу, при этом массы протона и нейтрона примерно одинаковы, а масса электрона в 1836 раз меньше массы протона. Поэтому в науке масса протона и нейтрона принята за 1, на основании чего масса электрона равна $1/1836$. Информация о строении атома и его составляющих представлена в таблице 8.

Таблица 8

Составляющие атома

Частица и её размещение в атоме	Относительная масса (а. е. м.)	Абсолютная масса, кг	Заряд (в единицах элементарного заряда)
протон (${}_{+1}^1p$), в ядре	1	$1,627 \cdot 10^{-27}$	+1
нейтрон (${}_0^1n$), в ядре	1	$1,625 \cdot 10^{-27}$	0
электрон (\bar{e}), в электронной оболочке	$1/1836$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-1

Несмотря на то, что ядро имеет размеры в десятки тысяч раз меньше размеров электронной оболочки, основная масса атома сосредоточена именно в нём. При вычислении относительной атомной массы элемента массу электронов не учитывают.

Как оказалось, порядковый номер элемента в периодической системе и число протонов в ядре его атома совпадают. Например, порядковый номер Кальция равен 20, и ядро атома кальция содержит 20 протонов, порядковый номер Брома — 35, и ядро атома Брома содержит тоже 35 протонов.

Таким образом, благодаря описанным достижениям учёных человечеству стало известно о сложном строении атома и составляющих его частицах. Однако на этом этапе ещё не все загадки атома разгаданы.

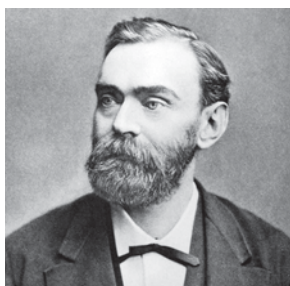
Кратко о главном

- ✓ К концу XIX в. атом считался не делимым на меньшие частицы. Представление о сложном строении атома сформировалось в первой трети XX в.
- ✓ Открытие электрона послужило основанием для создания модели строения атома Томсона (1904 г.). Модель Томсона в скором времени сменила планетарная модель атома Резерфорда. Этому способствовали экспериментальные доказательства того, что положительный заряд не распределён по всему объёму атома, а сконцентрирован в одном месте.

- ✓ Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов и в целом является электронейтральной частицей.
- ✓ В состав ядра атома входят протоны (положительно заряженные частицы) и нейтроны (частицы, не имеющие заряда).
- ✓ Абсолютные массы составляющих атома очень малы, поэтому пользуются их относительными массами: у протона и нейтрона они примерно одинаковы и приняты за 1, масса электрона в 1836 раз меньше.
- ✓ Ядро по сравнению с атомом имеет очень малые размеры, но в нём сосредоточена основная масса атома.



Страницка эрудита



Альфред Нобель



Золотая медаль
Нобелевской премии

Шведский инженер **Альфред НОБЕЛЬ** (1833–1896) — изобретатель взрывчатых веществ и владелец многих заводов по их производству. Не имея собственной семьи, весь свой капитал, в то время составляющий 9 миллионов долларов, завещал человечеству. В составленном учёным завещании предписано, чтобы проценты с его капитала ежегодно шли на премирование людей, которые в течение прошлого года принесли наибольшую пользу человечеству. Указанные проценты он распорядился разделить на пять равных частей: одна — для тех, кто сделает выдающиеся открытия в физике, вторая — в химии, третья — в физиологии и медицине, четвёртая — в области искусства, пятая — тому, кто внесёт выдающийся вклад в сплочение и процветание наций. Особым желанием А. Нобеля было то, чтобы учитывались достижения и не учитывалась национальность кандидатов на премии.

Одними из первых лауреатов Нобелевской премии по химии были **Эрнест РЕЗЕРФОРД** (открыл строение атома) в 1908 г. и **Мария СКЛОДОВСКАЯ-КЮРИ** в 1911 г. Премию женщине присудили за уникальные исследования Радия, который обладает чрезвычайными излучательными свойствами и в значительных дозах смертелен для человека. Вместе со своим мужем Пьером Мария Кюри была удостоена Нобелевской премии (1903 г.) также по физике — за открытие

радиоактивности элементов Полония (Po) и Радия (Ra). Мария Склодовская-Кюри — первый учёный, удостоенный такой высокой научной награды дважды. Она была также первой женщиной-профессором.



Эрнест
Резерфорд



Мария
Склодовская-Кюри

1. Какие исследования позволили учёным выяснить строение атома?
2. Расскажите, чем различаются модели атома Томсона и Резерфорда.
3. Охарактеризуйте составляющие частицы атома.
4. К какой составляющей атома относятся:
 - а) протоны;
 - б) электроны;
 - в) нейтроны?
5. Какой вклад в открытие строения атома сделал наш выдающийся соотечественник Д. Д. Иваненко?
6. Кому принадлежат открытия:
 - а) протона;
 - б) нейтрона;
 - в) электрона?
7. Почему модель Томсона просуществовала недолго?
8. Как Э. Резерфорд объяснял отклонение положительно заряженных частиц при пропускании их через тоненькие металлические пластинки (рис. 18, с. 56)?
9. За что присуждают Нобелевскую премию? Объясните происхождение её названия.
10. Назовите известных вам учёных, удостоенных Нобелевской премии за открытия, связанные со строением атома и свойствами его структурных частиц.

29. Укажите заряды ядер атомов, количество электронов в атомах для элементов с порядковыми номерами 28, 36, 57, 84.
30. Определите химические элементы по указанным о них данным:
 - а) элемент расположен в четвёртом периоде, IV группе, главной подгруппе;
 - б) элемент расположен в четвёртом периоде, I группе, побочной подгруппе;
 - в) элемент расположен в третьем периоде, формула его летучего водородного соединения отвечает общей формуле H_2R ;
 - г) атом элемента имеет на 7 электронов больше, чем атом Карбона;
 - д) элемент третьего периода имеет валентность IV в высшем оксиде и летучем соединении с Водородом.
 Напишите формулы высших оксидов для элементов, о которых говорится в заданиях а, в, г.

31. Поинтересуйтесь:
 - а) кому из химиков и за какие открытия присуждалась Нобелевская премия;
 - б) кто из химиков был первым среди награждённых;
 - в) кто из нобелевских лауреатов имеет украинские корни.
32. Узнайте, какие записи и кто именно из нобелевских лауреатов оставили в кабинете Д. Д. Иваненко. Запишите их и обсудите в группах.

§ 10.

Нуклид. Изотопы. Современная формулировка периодического закона

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ понять физическую суть имеющих в периодической системе перестановок химических элементов;
- ♦ уяснить понятия «изотопы», «нуклид»;
- ♦ выяснить физическую суть порядкового номера элемента в периодической системе химических элементов;
- ♦ формулировать современное определение периодического закона.

На момент создания Д. И. Менделеевым периодической системы порядковые номера химических элементов не связывали со строением атома. Их наличие в таблице было необходимо, чтобы засвидетельствовать последовательность расположения химических элементов по принципу возрастания их атомной массы. Но для всех ли химических элементов порядок их размещения в периодической системе соответствовал увеличению относительной атомной массы?

ПЕРЕСТАНОВКИ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ. Обратимся к периодической системе и увидим, что в ней присутствует несколько несоответствий в размещении элементов с увеличением атомной массы. Например, это касается пар элементов с порядковыми номерами:

а) 18 и 19; б) 27 и 28; в) 52 и 53; г) 90 и 91.

Ar 18 39,948 Аргон	K 19 39,098 Калий	Co 28 58,69 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель
Sb 51 121,76 Стибий	Te 52 127,60 Теллур	90 Th 232,038 Торий	91 Pa 231,036 Протактиний

Поработайте группами

Найдите указанные элементы в периодической системе и убедитесь в том, что элемент с меньшей относительной атомной массой уступил место элементу, у которого она больше. Подумайте, как выглядела бы периодическая система без этих перестановок и каким образом это отразилось бы на периодичности изменения свойств элементов, а следовательно — на расположении элементов в естественных семействах.

Вторую (б) и третью (в) перестановки Д. И. Менделеев сделал сам для того, чтобы установленная им периодичность не была нарушена. Первая (а) перестановка сделана с согласия учёного (*вспомните, что инертные элементы (б) открыли через 30 лет после создания периодической таблицы*). Четвёртая (г) появилась значительно позже.

И действительно, если бы в случае с Аргоном и Калием первая перестановка не была сделана, то инертный неметаллический элемент Аргон

оказался бы в подгруппе активных щелочных металлических элементов. Подобные несоответствия появились бы и в других местах.

Сначала перестановки не были научно обоснованы. А значит, учёным предстояли дальнейшие исследования.

ФИЗИЧЕСКАЯ СУТЬ ПОРЯДКОВОГО НОМЕРА И СОВРЕМЕННАЯ ФОРМУЛИРОВКА ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА. Научное объяснение перестановки элементов в периодической системе получили после того, как в 1913–1914 гг. английский физик *Генри Мобли* (1887–1915) экспериментально подтвердил периодический закон. Благодаря его исследованиям было установлено, что все химические элементы (без исключения!) размещены в периодической системе по возрастанию заряда ядер их атомов. То есть порядковый номер (протонное число) элемента в периодической системе указывает на такую его важную характеристику, как величина заряда ядра атома. Следовательно, первая перестановка была необходима, чтобы элемент Аргон, заряд ядра атома которого равен +18, занял надлежащее ему место после элемента с зарядом ядра атома +17, то есть Хлора, несмотря на то, что его атомная масса больше, чем у Калия. Это же касается других перестановок.

Поскольку положительный заряд ядра уравнивается отрицательным зарядом электронов, образующих электронную оболочку атома, то протонное число (порядковый номер) элемента указывает также на общее число электронов в атоме. Это открытие учёных позволило сформулировать современное определение периодического закона.

Свойства элементов, а также образованных ими соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

В этом состоит *физическая суть* периодического закона, несколько не уменьшающая значение гениального открытия Д. И. Менделеева, сделанного задолго до установления физиками сложного строения атома.

Применим полученные знания в выполнении упражнений.

Упражнение 1. Сколько электронов содержит атом элемента с протонным числом 15? К какому периоду и группе он относится? Какой соседний с ним по периоду элемент имеет на 2 электрона больше?

Упражнение 2. Какой заряд ядра и сколько электронов имеет атом, электронная оболочка которого состоит из 11 электронов?

ПОНЯТИЕ О НУКЛИДЕ. Ядро каждого атома одного и того же химического элемента содержит одинаковое количество протонов, равное порядковому номеру элемента в периодической системе. Поскольку атомы — нейтральные частицы, то и количество электронов в них одинаковое с протонами, чего нельзя сказать о нейтронах. Число нейтронов в ядрах таких атомов может быть различным. Это послужило основанием для введения понятия *нуклид*.

Нукли́д — разновидность атомов с определённым числом протонов и нейтронов в ядре.

Названиями и символами нуклидов являются названия и символы соответствующих химических элементов. Исключения — нуклиды Гидрогена, получившие названия Протий, Дейтерий, Тритий.

Обозначают нуклиды одного атома следующим образом: слева от символа химического элемента снизу пишут порядковый номер (протонное число), а сверху — нуклонное число (схема 6).

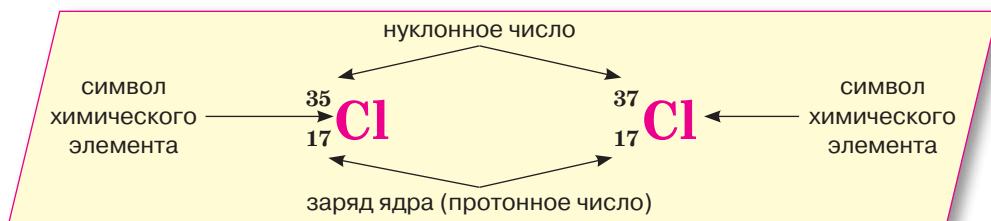
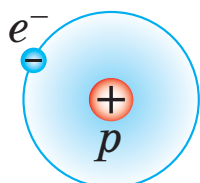


Схема 6 Обозначения нуклидов химического элемента

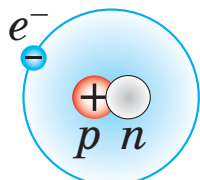
Возможны и такие записи нуклидов: Хлор-35, Хлор-37.

Нуклиды Гидрогена обозначают различными символами, каждый из которых имеет собственное название: H (1_1H) — Протий, D (2_1H) — Дейтерий, T (3_1H) — Тритий.

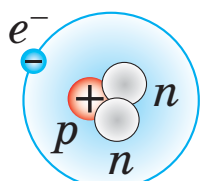
Для характеристики нуклидов применяют три числа: протонное, нейтронное и нуклонное.



Протий H (1_1H)



Дейтерий D (2_1H)



Тритий T (3_1H)

Протонное, или атомное, число (Z) — это количество протонов в ядре атома определённого нуклида. **Нейтронное число (N)** указывает на количество нейтронов в ядре определённого нуклида. **Нуклонное число (A)** является суммой протонного и нейтронного чисел. Эти числа связаны между собой следующей зависимостью: $A = Z + N$.

Зная это, можно всегда установить, сколько нейтронов содержит конкретный нуклид.

Пример 1. Вычислите, сколько нейтронов у каждого из нуклидов Гидрогена: Протия H (1_1H), Дейтерия D (2_1H), Трития T (3_1H).

Рис. 21

Применяем формулу $N = A - Z$.

$$N_1 = 1 - 1 = 0, \quad N_2 = 2 - 1 = 1, \quad N_3 = 3 - 1 = 2.$$

От в е т: ядро Протия не содержит нейтронов, у Дейтерия один нейтрон, а у Трития — два. Эта информация отражена на рисунке 21.

ПОНЯТИЕ ОБ ИЗОТОПАХ. Английский химик *Фредерик Содди* в 1910 г. предложил называть нуклиды одного химического элемента **изотопами**. В переводе с греческого *изо* означает «одинаковый», *топос* — «место» (размещения химического элемента в периодической системе). С 1950 г. существует международная договорённость о разграничении этих терминов.

Изотóпы — это нуклиды одного химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разное — нейтронов.

Например, нуклиды Протий, Дейтерий и Тритий — изотопы Гидрогена. Изотопами Хлора являются нуклиды — $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$ (схема 7).

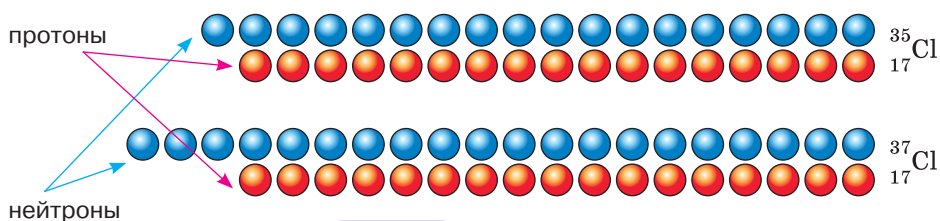


Схема 7 Изотопы Хлора

Среди элементов, встречающихся в природе, большинство существует в виде изотопов. Больше всего — десять изотопов — у Станума Sn. Ныне известно более 2000 разновидностей атомов, являющихся изотопами различных элементов. К каждому из них в единственном числе применяют общее название *нуклид*, например, нуклид Карбона ^{13}C , нуклид Алюминия ^{27}Al .

Всем нуклидам одного химического элемента в периодической системе отведена одна ячейка, ведь заряд ядра атома у них одинаковый. На этом основании принято современное определение химического элемента.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

То есть у изотопов одного элемента — одна ячейка в периодической системе (отсюда и происхождение названия изотопов). Следует отметить, что и химические свойства изотопов одного элемента тоже одинаковые.

Различают природные и искусственные изотопы. *Природные изотопы* — это изотопы, имеющиеся в природе. *Искусственных* изотопов в природе не существует, они образуются во время **ядерных реакций**.

Ядерные реакции — реакции, сопровождающиеся изменениями в ядрах атомов, что приводит к образованию новых элементов.

ИЗОТОПЫ И ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ.

Для изотопов одного химического элемента в периодической системе отведена одна ячейка. Тогда какую относительную атомную массу указывают в ней: самого распространённого, наименее распространённого нуклида или их среднее значение? Ответ найдём, рассмотрев такой пример.

Пример 2.

В периодической системе относительная атомная масса Хлора указана 35,45. На самом деле, в природе не существует ни одного его атома с таким значением относительной атомной массы, тогда как есть два природных изотопа — с нуклонными числами 35 и 37. По распространению в природе на первый приходится 75,4 % всех атомов Хлора, на второй — 24,6 %. Проведём вычисления среднего значения относительной атомной массы Хлора $A_{р.р.}(Cl)$. Для этого умножим доли атомов каждого нуклида на их нуклонные числа и результаты суммируем:

$$A_{р.р.}(Cl) = 35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246 = 35,453, \text{ или округлённо } 35,5.$$

Относительная атомная масса химического элемента, указанная в периодической системе, — это среднее значение атомных масс всех его нуклидов.

Поэтому для большинства химических элементов атомная масса в периодической системе не имеет целочисленного значения.

Теперь вы понимаете, что перестановки элементов в некоторых местах периодической системы обусловлены тем, что среди распространённых в природе их изотопов преобладают нуклиды с большей атомной массой, хотя заряд ядра у них меньше, чем у элемента, с которым его поменяли местами. Например, у Аргона меньше заряд ядра атома, чем у Калия, поэтому он размещён перед Калием. Однако у него больший процент тяжёлых нуклидов, в результате чего среднее значение его относительной атомной массы больше, чем у Калия.

Открытие изотопов позволило больше узнать о химическом элементе как виде атомов и выяснить, что большинство элементов имеют изотопы. Вот почему в периодической системе указывается не относительная атомная масса каждого из нуклидов, а их среднее значение. Оно наиболее близко к нуклонному числу самого распространённого нуклида.

Кратко о главном

- ✓ В природе существует периодическая зависимость свойств элементов и их соединений от величины заряда ядра атома. В этом заключается физическая суть периодического закона.
- ✓ Нуклиды одного химического элемента имеют общее название — изотопы.
- ✓ Одному нуклиду соответствует одна разновидность атомов и ядер, которые имеют одинаковое количество протонов, но разное — нейтронов.

- ✓ Изотопы одного элемента занимают одну ячейку в периодической системе. Указанная в ней относительная атомная масса является средней величиной атомных масс нуклидов с учётом распространения их в природе.

Страничка эрудита



Сложные ядерные реакции, протекающие в недрах Солнца, обеспечивают нашу планету светом и теплом. На ядерном топливе — уране или плутонии — работают атомные электростанции, которые удовлетворяют около 10 % потребностей человечества в электроэнергии. 1 кг урана при ядерной реакции выделяет столько же тепла, как при сжигании 2000 т угля.

Атомные станции являются экологически чистыми, но аварии на них могут повлечь за собой катастрофические последствия, как это произошло на Чернобыльской атомной электростанции в 1986 г., когда в атмосферу попало значительное количество радиоактивных изотопов Цезия, Стронция, Йода, Плутония. Большие дозы их излучения (бытовое название «радиация») опасны для жизни тем, что вызывают раковые заболевания, заболевания крови и др.

Радиоактивные изотопы используются в научных исследованиях (позволяют следить за ходом химических и биологических преобразований), в промышленности, сельском хозяйстве, медицине, археологии и др.

Знаем, понимаем

1. Почему изотопы одного химического элемента отличаются нуклонными числами?
2. Укажите, сколько протонов, нейтронов и электронов у нуклидов Калия: ^{39}K , ^{40}K , ^{41}K .
3. Объясните, почему в отдельных ячейках периодической системы химические элементы расположены не по возрастанию относительной атомной массы.
4. В «Химической энциклопедии» представлены следующие сведения о Магнии: «состоит из трёх стабильных изотопов: ^{24}Mg (78,6 %), ^{25}Mg (10,11 %), ^{26}Mg (11, 29 %)». Вычислите по этим данным среднюю относительную атомную массу Магния и сравните её с указанной в периодической системе химических элементов.
5. Проанализируйте утверждения и выберите правильный вариант ответа.

Утверждение 1. В перечне: а) $^{40}_{18}\text{Ar}$, б) $^{40}_{19}\text{K}$, в) $^{40}_{20}\text{Ca}$ изотопы отсутствуют.

Утверждение 2. В перечне: а) $^{64}_{30}\text{Zn}$, б) $^{66}_{30}\text{Zn}$, в) $^{67}_{30}\text{Zn}$ записаны изотопы.

Применяем

33. Вычислите, сколько нейтронов у каждого из нуклидов Оксигена: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$.
34. Прокомментируйте запись как можно большим количеством научной информации:
 ^{130}Ba , ^{132}Ba , ^{134}Ba , ^{138}Ba .

Работаем с медиа-источниками



35. Используя различные источники информации, подготовьте сообщение о полезном лечебном воздействии малых доз и пагубном влиянии больших доз радионуклидов на человека, растения, животных.

§ 11.

Состояние электронов в атоме. Электронные орбитали. Энергетические уровни

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ выяснить, в чём заключалось несовершенство модели атома Резерфорда;
- ♦ понять, как современная теория строения атома объясняет состояние электрона в атоме;
- ♦ сформировать представление об атомной орбитали и электронном облаке;
- ♦ устанавливать количество энергетических уровней в электронной оболочке атома.

Благодаря дальнейшим экспериментальным исследованиям учёные выясняли новые факты строения атома, которые невозможно было объяснить на основе планетарной модели атома. Очередная загадка атома? Да, и в этот раз она касается электронов.

НЕСОВЕРШЕНСТВО ПЛАНЕТАРНОЙ МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА. Вы уже знаете, что после открытия сложного строения атома Э. Резерфорд предложил *планетарную модель* атома (рис. 22).

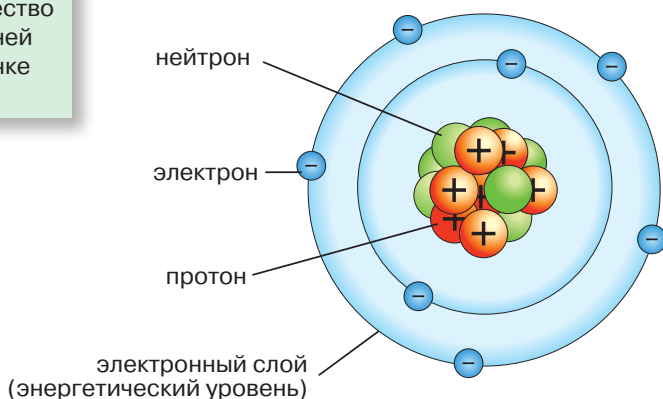


Рис. 22

Планетарная модель атома Нитрогена

Планетарная модель сыграла важную роль в развитии естествознания, была полезна для решения насущных научных вопросов того времени, однако оказалась неточной. Она не объясняла состояние электронов в атомном пространстве, получившем название **электронной оболочки** атома. Согласно этой модели электроны, постоянно вращающиеся вокруг ядра, должны были израсходовать энергию и, в конце концов, упасть на ядро, чего на самом деле не происходило. Это побудило учёных к дальнейшей работе над моделью атома, исходя из новых результатов исследований электрона. Они указывали на то, что электрон наделён свойствами не только микрочастицы, но и волны, то есть электрон имеет двойственную природу. Поэтому законы физики, касающиеся крупных тел, не распространяются на электроны.

СОВРЕМЕННАЯ МОДЕЛЬ АТОМА (её ещё называют **орбитальной, или квантово-механической**). Эта модель свидетельствует о том, что в центре атома находится положительно заряженное ядро, математически описывает движение электрона в атоме, даёт наглядное представление о строении электронной оболочки атома.

Модель основывается на том, что с учётом двойственной природы (как микрочастицы и как волны) электрона невозможно одновременно и абсолютно точно указать место его нахождения в электронной оболочке. Иными словами, движение электрона в атоме нельзя описать определённой траекторией, а можно только рассматривать некоторый объём пространства, в котором чаще всего находится электрон. Вероятность нахождения электрона в ядре равна нулю. По мере удаления от ядра она стремительно увеличивается и на определённом расстоянии от ядра достигает максимума, после чего постепенно уменьшается.

ПОНЯТИЕ АТОМНОЙ ОРБИТАЛИ. Точно ограничить участок атомного пространства и определить местоположение электрона в нём невозможно, поэтому, характеризуя движение электрона в атоме, отмечают участок с наибольшей вероятностью его нахождения в атоме. Для указания этого участка введено понятие **атомной орбитали**.

Атомная орбиталь — это геометрический образ, который соответствует объёму пространства вокруг ядра, вероятность нахождения электрона в котором достаточно высокая (равна 90–95 %).

Ознакомимся с атомными орбиталями Гидрогена. Порядковый номер элемента указывает на то, что в электронной оболочке атома содержится только один электрон. Атомная орбиталь единственного его электрона имеет форму сферы с радиусом 0,14 нм. Более наглядное представление об этой орбитали можно получить на основании мысленного эксперимента. Предположим, что в какой-то промежуток времени удалось сфотографировать положение электрона в атоме и получить его изображение в виде точки. Продолжая без пауз многократное фотографирование, получим новые изображения (точки) в различных частях атомного пространства. При переносе всех изображений на одну фотографию складывается картина, напоминающая шар (рис. 23).

Как показано на рисунке, в одних местах точки размещены гуще, что свидетельствует о большей вероятности нахождения там электрона. В других местах точек меньше, следовательно, и вероятность присутствия там электрона меньше.

Полученное наглядное изображение вероятности нахождения электрона в атомном пространстве назвали *электронным облаком*.

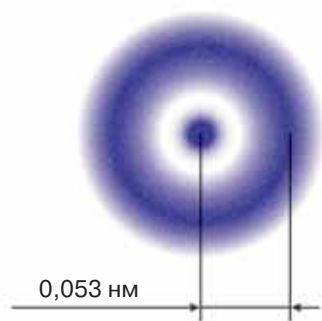


Рис. 23

Модель атома
Гидрогена

Электронное облако — это наглядная модель атомной орбитали.

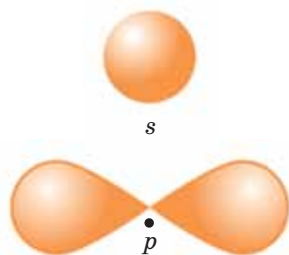


Рис. 24

Схематическое изображение s - и p -электронных облаков

Только что мы рассмотрели электронное облако сферической формы. Электроны с такой формой электронного облака называются **s -электронами** (произносится в единственном числе *эс-электрон*). (Наличие в названии буквы s — это заимствование первой буквы английского названия сферы.)

Результаты экспериментальных исследований и математических вычислений показывают, что на s -орбитали может находиться два электрона. Существуют атомные орбитали с другими формами электронных облаков, в частности, подобные гантеле или объёмной восьмёрке (рис. 24). Электроны с такой формой электронного облака получили название **p -электронов** (произносится в единственном числе *пэ-электрон*).

Они большую часть времени находятся по обе стороны от ядра (обратите внимание, что в месте сужения «гантели» обозначено ядро в виде точки). Пространственное расположение трёх p -орбиталей показано на рисунке 25.

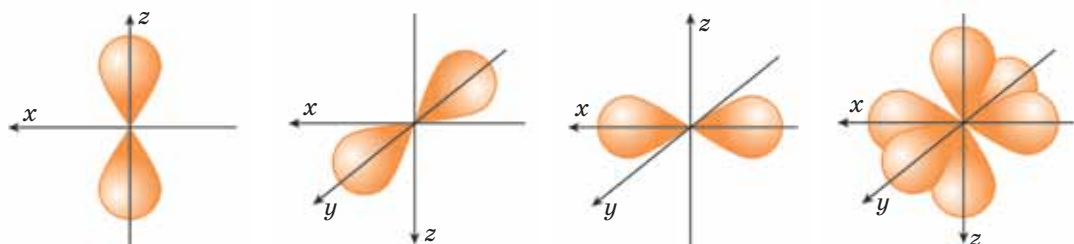


Рис. 25

Возможная ориентация p -орбиталей в пространстве

Как видно из рисунка, три p -электронные орбитали расположены во взаимно перпендикулярных плоскостях. (Название *p -орбиталь* происходит от английского слова «перпендикуляр».) На одной p -орбитали может находиться не более двух электронов.

Существуют также d -электронные и f -электронные облака с более сложной конфигурацией, чем рассмотренные.

Энергетические уровни. Электроны, являясь заряженными частицами, наделены определённым запасом энергии. Описывая строение электронной оболочки атома, электроны с одинаковым или примерно одинаковым запасом энергии объединяют в один **энергетический уровень**, или **электронный слой**. Выделяют семь энергетических уровней. Их обозначают арабскими цифрами от 1 до 7 или большими буквами латинского алфавита K, L, M, N, O, P, Q . Обратите внимание на то, что и периодов в периодической системе химических элементов семь. Это совпадение не случайно.

Количество электрических уровней у электронной оболочки атома каждого элемента равно номеру периода, в котором размещён химический элемент.

Ближайший к ядру энергетический уровень называют **внутренним**, а наиболее удалённый — **внешним**.

Поработайте группами

Примените полученные знания, чтобы ответить на вопросы:

1. Сколько энергетических уровней в электронной оболочке атомов:
а) Сульфура; б) Натрия?
2. Одинаковое или разное количество энергетических уровней в атомах с протонными числами 7 и 15?

Рассмотрите модель электронной оболочки атома Натрия (рис. 26) и выясните:

- а) какой энергетический уровень содержит больше всего электронов;
- б) сколько электронов находится на внутреннем, а сколько — на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки его атома.

На основании полученных результатов сделайте **вывод**, одинаковое или разное количество энергетических уровней у элементов одного периода.

Чем ближе к ядру расположен энергетический уровень, тем меньшим запасом энергии наделены его электроны. То есть электроны второго уровня характеризуются меньшим запасом энергии, чем третьего. Запас энергии электрона четвёртого энергетического уровня больше, чем у электрона, находящегося на третьем уровне.

Получив дополнительный запас энергии, электроны способны переместиться на более высокий уровень. О таких электронах говорят, что они перешли в *возбуждённое состояние*. Двигаясь в пределах своего устойчивого энергетического уровня, электрон не выделяет и не поглощает энергию.

Теперь вы знаете, как были получены ответы на вопросы: почему не существует траектории движения электрона; почему электрон не падает на ядро, а атом является устойчивой наименьшей химически неделимой частицей вещества? Они и легли в основу современной теории строения атома.

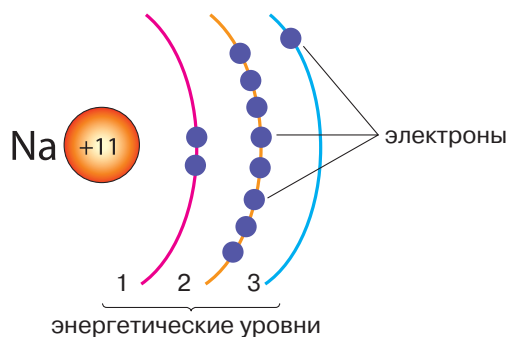


Рис. 26

Схематическая модель атома Натрия



Кратко о главном

- ✓ Электрон имеет природу микрочастицы и волны одновременно. Поэтому его движение в атоме не подлжит характеристикам обычных тел.
- ✓ Орбиталь — это объём атомного пространства, в котором вероятность пребывания электрона составляет 90 и более процентов. На одной орбитали может находиться не более двух электронов.
- ✓ Наглядной моделью атомных орбиталей являются электронные облака. По форме электронных облаков различают s -, p -, d -, f -орбитали.
- ✓ Электроны с одинаковым или примерно одинаковым запасом энергии образуют один энергетический уровень, или электронный слой. Их количество в электронной оболочке атома равно номеру периода, в котором размещён элемент.
- ✓ Минимальное количество энергетических уровней — один, максимально возможное — семь.
- ✓ Наиболее отдалённый от ядра энергетический уровень называется внешним, его электроны обладают наибольшим запасом энергии.

Знаем, понимаем

1. В чём состоит несовершенство планетарной модели атома по сравнению с современной квантово-механической?
2. Объясните, каковы современные взгляды на состояние электрона в атоме.
3. Дайте определение понятий:
а) атомная орбиталь; б) электронное облако; в) энергетический уровень.
4. Какая форма электронного облака у s - и p -электронов?
5. Одинаковым или различным запасом энергии обладают электроны:
а) одного энергетического уровня; б) разных энергетических уровней?
6. Что означает возбуждённое состояние атома? Как его можно достичь?

Применяем

36. Расположите элементы по возрастанию количества энергетических уровней в электронной оболочке атома.
А Литий **Б** Калий **В** Гелий **Г** Магний
37. Установите соответствие между химическими элементами и количеством энергетических уровней в электронных оболочках их атомов.

Элемент		Количество энергетических уровней	
1	Феррум	А	1
2	Алюминий	Б	2
3	Карбон	В	3
4	Водород	Г	4
		Д	5

38. Как вы понимаете выражение: «Электрон так же неисчерпаем, как и атом»?

§ 12.

Понятие об энергетических подуровнях. Радиус атома

Продолжим изучать строение электронной оболочки атома и сосредоточимся на строении **энергетических подуровней**.

Как вы узнали из материала предыдущего параграфа, на одном энергетическом уровне могут находиться электроны с разными формами атомных орбиталей. Чтобы различать их, введено разделение энергетических уровней на подуровни.

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ уяснить понятие «энергетический подуровень», «радиус атома»;
- ♦ понять, какое максимальное количество электронов может быть на одном энергетическом подуровне и энергетическом уровне.

По форме атомных орбиталей электроны одного уровня делятся на подуровни.

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ОДНОГО УРОВНЯ НА ПОДУРОВНИ. На *первом* энергетическом уровне могут находиться от одного до двух электронов со сферической формой орбитали. Это *s-электроны*, и они образуют **s-подуровень**. Следовательно, на первом энергетическом уровне один подуровень, образованный s-электронами.

На *втором* энергетическом уровне, кроме s-электронов, могут быть электроны гантелевидной формы орбиталей, то есть *p-электроны*. В соответствии с этим второй уровень включает два подуровня — **s-подуровень** (максимально $2\bar{e}$) и **p-подуровень** (максимально $6\bar{e}$).

Третий энергетический уровень состоит из двух предыдущих подуровней (s и p) и **d-подуровня**. Максимальное количество $d\bar{e}$ на этом подуровне — 10.

Четвёртый подуровень называется **f-подуровнем**, появляется он на четвёртом энергетическом уровне и содержит максимально $14\bar{e}$.

Названия подуровней совпадают с названиями орбиталей. Это не случайно, поскольку деление на подуровни осуществлено по форме атомных орбиталей электронов, образующих электронную оболочку атома.

Поработайте группами

Примените полученные знания для заполнения в тетради таблицы.

Условное обозначение подуровней				
Максимально возможное количество электронов на подуровне				

Для элементов первых четырёх энергетических уровней обобщённые сведения о строении электронной оболочки атомов внесены в таблицу 9.

Таблица 9

Распределение электронов на первых четырёх энергетических уровнях

Условные обозначения энергетических уровней	1	2	3	4
Возможные подуровни в пределах уровня	<i>s</i>	<i>s, p</i>	<i>s, p, d</i>	<i>s, p, d, f</i>
Максимальное количество электронов на энергетическом уровне	2 (<i>2s</i>)	8 (<i>2s + 6p</i>)	18 (<i>2s + 6p + 10d</i>)	32 (<i>2s + 6p + 10d + 14f</i>)

Максимальное количество электронов на одном энергетическом уровне чётко определено. На первом энергетическом уровне может быть не более $2\bar{e}$, на втором — не более $8\bar{e}$, на третьем — не более $18\bar{e}$, на четвёртом — не более $32\bar{e}$.

ПОНЯТИЕ О РАДИУСЕ АТОМА. Вследствие того, что электрон одновременно проявляет свойства и микрочастицы, и волны, у атома нет чётких границ. Поэтому измерить абсолютные размеры атомов невозможно. А поскольку современная теория строения атома трактует его форму в виде шара, то **радиусы атомов (R)** различных химических элементов рассчитаны теоретически.

Радиусом атома называется расстояние от центра ядра до сферической поверхности электронной оболочки, вероятность нахождения на которой электронов внешнего уровня является наибольшей.

Чем больше количество энергетических уровней в электронной оболочке, тем больше радиус атома (схема 8).

Как вам известно, количество энергетических уровней в электронной оболочке атома совпадает с номером периода периодической системы, в котором элемент расположен. Поэтому у атома Натрия три энергетических уровня, у атома Лития — два. Следовательно, у атома Натрия радиус больше. По расчётам, $R_a(\text{Li}) = 0,159 \text{ нм}$, $R_a(\text{Na}) = 0,189 \text{ нм}$. Ещё больший радиус у атома Рубидия — $0,225 \text{ нм}$.

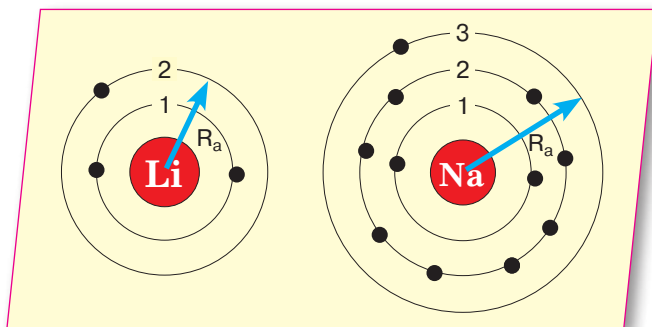



Схема 8

Радиусы атомов Лития и Натрия

В пределах одной подгруппы с увеличением заряда ядра радиусы атомов увеличиваются. Чем больше количество энергетических уровней, тем больше радиус атома.

В пределах одного периода равное количество энергетических уровней в электронных оболочках атомов, однако радиусы — разные. Вычисления показали, что с увеличением заряда ядра, несмотря на возрастание количества электронов, радиусы уменьшаются. Для сравнения: $R_a(\text{Li}) = 0,159$ нм, $R_a(\text{F}) = 0,040$ нм. Наибольшее уменьшение происходит в малых периодах (схема 9).

Уменьшение радиусов 							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn


 Увеличение радиусов

Схема 9 Изменение радиусов атомов

Уменьшение радиусов атомов в пределах одного периода объясняется усилением притягивания внешних электронов к ядру. У Лития оно меньше, потому что внешний электрон один, у Флуора — больше, потому что на внешнем энергетическом уровне у него 7 электронов.

Кратко о главном

- ✓ В электронной оболочке атома выделяют энергетические уровни и энергетические подуровни.
- ✓ Из-за различия форм атомных орбиталей уровни делятся на подуровни. Различают четыре вида подуровней: s -, p -, d -, f -подуровни.

- ✓ Максимальное количество электронов на s -подуровне — 2, на p -подуровне — 6, на d -подуровне — 10, на f -подуровне — 14.
- ✓ Радиус атома, как и его относительная атомная масса, является одной из количественных характеристик атома.



Страницка эрудита



В 1919 г. создан Международный союз фундаментальной и прикладной химии (IUPAC). Членами этой организации являются более 40 государств мира, в том числе Украина (с 1992 г.). Штаб-квартира IUPAC находится в Цюрихе (Швейцария).

Цель IUPAC — способствовать развитию химии как науки, развивать стандарты названий химических элементов и соединений. Последние версии периодической системы химических элементов эта организация утверждала в 2005 и 2007 гг. С тех пор «постоянную прописку» в периодической системе получили 111 химических элементов, последний — Рентгений (${}_{111}\text{Rg}$).

В XXI в. учёные синтезировали ещё 6 новых химических элементов с порядковыми номерами 113–118. Как только будут достаточно изучены и описаны их свойства, IUPAC примет рекомендации по их названиям. А пока их названия состоят из трёх цифр порядкового номера элемента, например, ${}_{113}\text{Унунтрий}$ *Uut* (*ун-ун-трий* — один-один-три) или ${}_{118}\text{Унуноктий}$ (*Uuo*) (*ун-ун-октий* — один-один-восемь).

Осталось открыть 112 химический элемент, и седьмой период будет завершён.

Знаем, понимаем

1. Какое максимальное количество энергетических уровней существует? Как определить, сколько энергетических уровней у электронной оболочки конкретного атома?
2. Назовите энергетические подуровни с таким максимальным количеством электронов на них: а) $2\bar{e}$; б) $14\bar{e}$; в) $6\bar{e}$; г) $10\bar{e}$.
3. Какое максимальное количество электронов может находиться на s -, p -, d -, f -подуровнях?
4. Может ли быть на s -подуровне: а) 1 электрон; б) 2 электрона; в) 6 электронов? Ответ обоснуйте.
5. Назовите подуровни третьего энергетического уровня.
6. Найдите и исправьте ошибки в представленных утверждениях.
Утверждение 1. Количество энергетических уровней определяется номером группы.
Утверждение 2. Количество электронов в атоме равно его относительной атомной массе.
Утверждение 3. Общим в строении электронных оболочек атомов с порядковыми номерами 11 и 18 является наличие трёх энергетических уровней.
Утверждение 4. Радиус атома по мере увеличения заряда ядра атомов в периоде уменьшается, а в подгруппе — увеличивается.
7. Как и почему изменяется радиус атомов химических элементов одного периода?
8. Как и почему изменяется радиус атомов химических элементов в пределах главной подгруппы?



Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней.

Электронные формулы атомов

Д. И. Менделеев установил периодическую зависимость свойств элементов и их соединений от величины атомной массы. Физики подтвердили наличие этой зависимости и связали её с зарядом ядер атомов. После этого им оставалось объяснить, почему при постоянном увеличении зарядов ядер атомов свойства элементов и образованных ими соединений периодически повторяются. То есть необходимо было установить причину периодичности.

Для того чтобы понять взаимосвязь строения электронной оболочки атома и периодической повторяемости свойств веществ, выясним последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней первых 20 химических элементов периодической системы.

ЗАПОЛНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНАМИ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ УРОВНЕЙ И ПОДУРОВНЕЙ. По современной теории строения атома, распределение электронов электронных оболочек первых 20 химических элементов периодической системы подчинено следующим **правилам**.

1. Сначала электронами заполняется первый энергетический уровень, потом второй, и только после окончательного заполнения второго энергетического уровня начинается заполнение третьего уровня.

2. В пределах одного энергетического уровня первым заполняется *s*-подуровень, и только после его заполнения начинается заполнение второго подуровня — *p*-подуровня.

3. Общее количество электронов в электронной оболочке атома равно порядковому номеру (протонному числу) химического элемента.

4. Максимальное количество электронов на первом энергетическом уровне 2, на втором — 8, на третьем — 18.

5. Максимальное количество электронов на подуровне *s* — 2, подуровне *p* — 6, подуровне *d* — 10.

Изучение параграфа поможет вам:

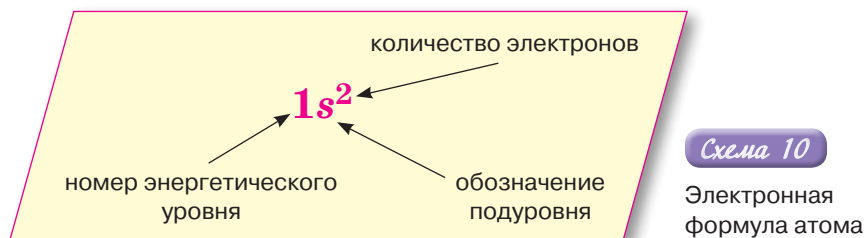
- ♦ характеризовать распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням;
- ♦ выяснить последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней;
- ♦ научиться записывать электронные формулы атомов;
- ♦ получать информацию о строении электронной оболочки атома из его электронной формулы.

Для элементов четвёртого–седьмого периодов к этим правилам добавляются правила заполнения электронами подуровней *d* и *f*.

ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ АТОМОВ. Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней электронной оболочки атома обозначают записью, которая называется **электронная формула атома** или **электронная конфигурация атома**.

Электронная формула атома — это запись распределения электронов в атоме с помощью арабских цифр 1, 2, 3 ... 7, которыми обозначают энергетические уровни, символов подуровней (*s*, *p*, *d*, *f*) и верхних индексов, указывающих количество электронов на подуровне.

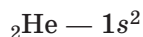
Например, запись $1s^2$ (читается *один-эс-два*) обозначает первый энергетический уровень с наличием одного подуровня *s*, заполненного двумя электронами (схема 10).



Другой пример. Электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^3$ означает, что электронная оболочка атома состоит из двух энергетических уровней. На первом энергетическом уровне на *s*-подуровне расположены два *s*-электрона. На втором энергетическом уровне имеются два подуровня: *s*-подуровень с двумя *s*-электронами и *p*-подуровень с тремя *p*-электронами. То есть *s*-подуровень заполнен полностью, *p*-подуровень — наполовину.

ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТЬ ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ УРОВНЕЙ, ПОДУРОВНЕЙ В АТОМАХ ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРВЫХ ТРЁХ ПЕРИОДОВ. Первый период состоит только из двух элементов — Гидрогена и Гелия. У Гидрогена заполнение первого энергетического уровня начинается,

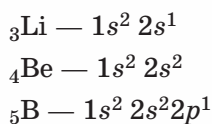
а у Гелия — завершается. Укажем электронные формулы этих атомов:



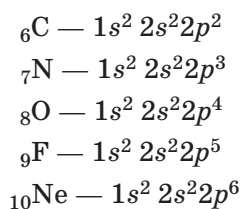
Обратите внимание на то, как одной записью обозначают и химический элемент, и электронную формулу его атома.

Третьим в периодической системе размещён химический элемент Литий. Номер периода указывает на наличие двух энергетических уровней как у Лития, так и у остальных элементов этого периода (до Неона включительно).

Согласно указанным правилам и рассмотренным примерам, напомним электронные формулы атомов химических элементов второго периода:



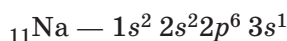
Как видим, у Бора появился первый p -электрон и началось заполнение p -подуровня. У каждого из следующих пяти элементов — Карбона, Нитрогена, Оксигена, Флуора и Неона — электронная оболочка становится больше на 1 электрон, и все они будут заполнять p -подуровень второго энергетического уровня.



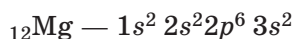
Неоном заканчивается второй период, и на нём завершается заполнение электронами второго энергетического уровня. Для одиннадцатого электрона следующего элемента Натрия, которым начинается третий период, свободных орбиталей на втором энергетическом уровне не осталось.

Вам известно, что на третьем энергетическом уровне, кроме s - и p -подуровней, возможно наличие подуровня d (максимально возможное количество электронов — 10). Но пока у него не заполнятся электронами s - и p -подуровни, d -подуровень будет оставаться пустым. Иногда пустой d -подуровень указывают в электронной формуле атома как d^0 .

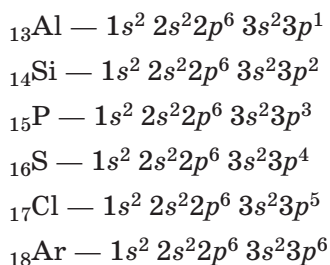
Согласно правилам одиннадцатый электрон атома Натрия начинает заполнение третьего энергетического уровня с подуровня s .



У атома Магния завершается заполнение s -подуровня третьего энергетического уровня.

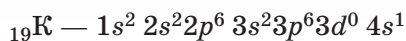


После того как s -подуровень третьего энергетического уровня заполнился, у атома Алюминия начинается заполнение p -подуровня. Завершается оно у атома Аргона.

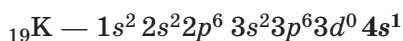
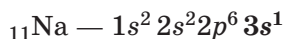
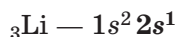


Как видим, атомы ни одного химического элемента третьего периода не содержат электронов на подуровне d .

Следующий после Аргона элемент Калий размещён в четвёртом периоде. В электронной оболочке его атома появляется девятнадцатый электрон, которым начинается заполнение четвёртого энергетического уровня.



ПРИЧИНА ПЕРИОДИЧНОСТИ. Выпишем в столбик электронные формулы атомов щелочных элементов:



Изучая естественное семейство щелочных элементов (§ 5), вы узнали о сходстве свойств их простых веществ и соединений этих элементов. Как видно из записей электронных формул атомов Лития, Натрия, Калия, эти элементы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня — он содержит только один **s-электрон**.

Причиной периодической повторяемости свойств химических элементов и образованных ими соединений является появление элементов с одинаковым строением внешнего энергетического уровня электронной оболочки атома (для элементов главных подгрупп) и предпоследнего энергетического уровня (для элементов побочных подгрупп).

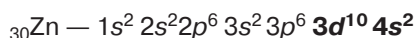
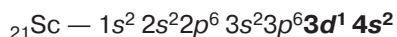
Как вам известно, большие периоды состоят из двух рядов и содержат больше элементов — появляются элементы побочных подгрупп, лантаноиды и актиноиды. Как происходит заполнение электронных оболочек их атомов, вы будете изучать в старших классах школы.

Кратко о главном

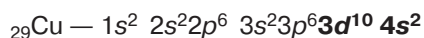
- ✓ Электронная формула атома — это обозначение размещения электронов в электронной оболочке атома с помощью цифр и букв английского алфавита *s*, *p*, *d*, *f*.
- ✓ Для того чтобы безошибочно написать электронную формулу атома, необходимо: а) узнать, сколько всего электронов содержит атом; б) выяснить, в каком периоде периодической системы размещён элемент; в) соблюдать последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней.
- ✓ Периодическая повторяемость свойств элементов является следствием периодической повторяемости строения их электронных оболочек.



Поработайте с периодической системой и убедитесь, что в четвёртом периоде после Калия и Кальция — элементов главных подгрупп — размещено 10 элементов побочных подгрупп с порядковыми номерами 21–30. Особенность заполнения электронами электронных оболочек этих атомов состоит в том, что у внешнего (четвёртого) энергетического уровня заполнен только s -подуровень ($4s^2$), а каждый из 10 электронов, последовательно появляющихся у элементов побочных подгрупп, заполняет подуровень d предпоследнего (третьего) энергетического уровня.



В атомах некоторых элементов побочных подгрупп один из двух s -электронов внешнего энергетического уровня может переместиться на d -подуровень, как, например, у Купрума.



Но в любом случае число электронов равно порядковому номеру элемента в периодической системе.

Знаем, понимаем

1. Каков порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней?
2. Что общего в строении электронных оболочек атомов:
 - а) Бериллия и Магния;
 - б) Алюминия и Сульфура;
 - в) Неона и Аргона?

Подтвердите ответ записями электронных формул атомов.

3. Почему при постоянном увеличении зарядов ядер атомов свойства элементов и образованных ими соединений периодически повторяются?
4. Назовите химические элементы, атомам которых соответствуют такие электронные формулы:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Применяем

39. Найдите и исправьте ошибку в записи электронной формулы атома:
 - а) $1s^2 2s^1 2p^7 3s^2 3p^5$;
 - б) $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^7$.
40. Укажите, атомам какого химического элемента соответствует запись внешнего энергетического уровня $3s^1$.
 - А Гидрогена
 - Б Лития
 - В Магния
 - Г Натрия
41. Представьте, что из электронной оболочки атома Кальция каким-то образом удалены все электроны. И перед вами стоит задача вернуть их на свои места. Какие уровни и подуровни займут первый, шестой, шестнадцатый электроны?

§ 14.

Графические электронные формулы атомов химических элементов

Изучение параграфа поможет вам:

- научиться записывать графические электронные формулы атомов.



Вспомните из природоведения, что Земля вращается вокруг своей оси, из-за чего происходит смена дня и ночи.

С помощью экспериментальных исследований установлено, что электрон при движении вращается вокруг воображаемой линии — оси.

Вращения электрона можно представить, воспользовавшись детской игрушкой волчком. Но если волчок всегда вращается в одном направлении, то части электронов электронной оболочки атома приписывают вращение по часовой стрелке, а части — против неё (рис. 27).

СПАРЕННЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ И ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ ЯЧЕЙКИ.

Из-за противоположно направленного вращения двух абсолютно одинаковых электронов в атоме не существует. Имея одинаковые остальные характеристики, электроны будут отличаться направлением вращения вокруг собственной оси. Один из них вращается вокруг собственной оси по часовой стрелке, другой — против неё. Два таких электрона находятся на одной орбитали и называются спаренными электронами. Описывая строение атома, спаренные электроны одной орбитали принято записывать в квадратике, который называется энергетической ячейкой, в виде противоположно направленных стрелок $\uparrow\downarrow$. Исходя из этого определим, сколько энергетических ячеек находится на каждом из энергетических подуровней.

Чтобы разместить 2 электрона s -подуровня, понадобится одна ячейка — $\uparrow\downarrow$. Для 6 электронов p -подуровня необходимо три ячейки — $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$.

ГРАФИЧЕСКИЕ ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ.

Если дополнить электронную формулу атома энергетическими ячейками и обозначить в них стрелками электроны, то получим запись **графической электронной формулы атома**.

Отображение распределения электронов по энергетическим ячейкам называется **графической электронной формулой**.

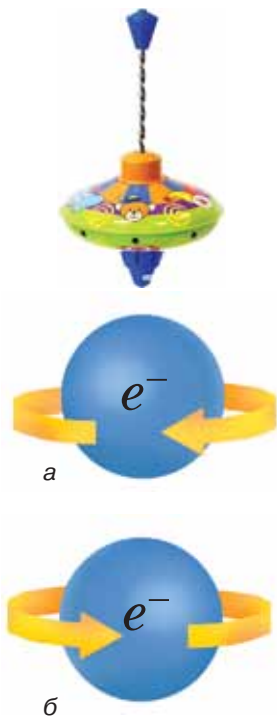
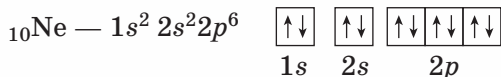


Рис. 27

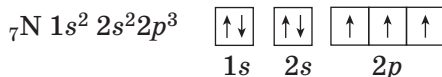
Модель вращения электрона вокруг собственной оси по часовой стрелке и против неё

Пример 1.

Проанализируйте графическую электронную формулу атома Неона и убедитесь, что 10 электронов электронной оболочки его атома разместились в пяти энергетических ячейках. Каждая из них содержит 2 электрона (одну пару). Следовательно, в атомах Неона все электроны **спарены**.



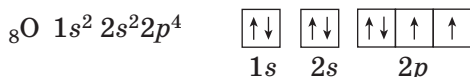
Подумайте, сколько энергетических ячеек имеют подуровни *d* и *f*.

Пример 2.

Как видите, на *p*-подуровне у атома Нитрогена имеется 3 электрона и три энергетические ячейки. Электроны размещают по одному в каждой ячейке. Всего у атома Нитрогена 4 электрона спаренные (это две пары *s*-электронов) и 3 электрона неспаренные.

Пример 3.

У атома Оксигена такое же количество энергетических ячеек, как и у атома Нитрогена, но электронов на 1 больше. То есть, как и у Нитрогена, неспаренные электроны расположены на внешнем энергетическом уровне и на *p*-подуровне. Количеством их на один меньше.



Из представленных примеров 2 и 3 вы поняли, что неспаренные электроны в энергетической ячейке обозначают одной стрелкой. В теме 2 вы узнаете, что именно наличие неспаренных электронов имеет большое значение для соединения одних атомов с другими при образовании веществ.

Поработайте группами

Напишите графические электронные формулы атомов элементов третьего периода.

Сравните графические электронные формулы атомов химических элементов с протонными числами: а) 3 и 11; б) 7 и 15; в) 8 и 16. Сделайте вывод, что общего в графических электронных формулах каждой пары химических элементов.

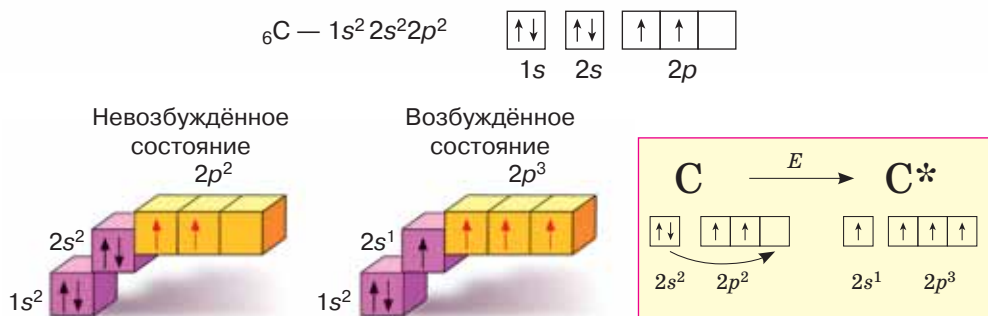
Содержит ли хоть один элемент третьего периода электрон на подуровне *d*?

Страничка эрудита



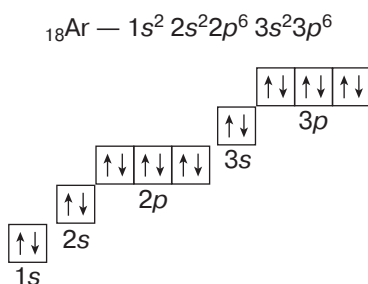
При наличии в электронной оболочке атома свободных энергетических ячеек электроны могут из низших энергетических уровней или подуровней переместиться на более высокие. То есть из *невозбуждённого* состояния атом переходит в *возбуждённое*. При этом энергия всегда поглощается. Таким образом, *спаренные* электроны становятся *неспаренными*.

Такие изменения происходят в специально созданных условиях (температура, освещение, наличие других веществ и т. д.). Рассмотрим это на примере Карбона.

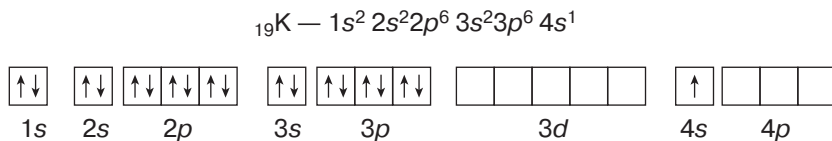


Представленная графическая электронная формула свидетельствует о том, что у атома Карбона в стационарном (невозбуждённом) состоянии на втором энергетическом уровне 2 спаренных *s*-электрона и 2 неспаренных *p*-электрона, а также одна свободная (пустая) энергетическая ячейка на *p*-подуровне. Получив дополнительный запас энергии, *s*-электрон второго энергетического уровня переходит на *p*-подуровень этого же уровня, и неспаренных электронов становится 4.

Чем дальше от ядра расположен энергетический уровень, тем его электроны обладают большим запасом энергии. Чтобы подчеркнуть это, ячейки располагают не линейно, а в виде ступенек. Рассмотрим это на примере Аргона.



Следующий после Аргона элемент Калий размещён в четвёртом периоде. В электронной оболочке его атома появляется девятнадцатый электрон, которым начинается заполнение четвёртого энергетического уровня.



Двадцатый электрон атома Кальция завершит заполнение *4s*-подуровня. Десять следующих химических элементов (${}_{21}\text{Sc}$ – ${}_{30}\text{Zn}$) сохраняют электронную конфигурацию его внешнего энергетического уровня — ... $4s^2$, заполняя электронами *3d*-подуровень. И только химический элемент Галлий ${}_{31}\text{Ga}$ продолжит заполнение электронами внешнего энергетического уровня — подуровня *p*.



- ✓ Графическая электронная формула атома — это обозначение размещения электронов в электронной оболочке атома с помощью энергетических ячеек.
- ✓ Количество энергетических ячеек на одном подуровне вдвое меньше, чем максимально возможное количество электронов на нём.
- ✓ Заполняя один энергетический подуровень, электроны размещаются в свободных энергетических ячейках сначала по одному, а затем — по два.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение графической электронной формулы атома.
2. Сколько энергетических ячеек необходимо для размещения максимально возможного количества электронов: а) первого энергетического уровня; б) второго энергетического уровня; в) третьего энергетического уровня?
3. Какое количество энергетических ячеек на подуровне s , а какое — на подуровне p ?
4. Назовите химический элемент, электронная формула которого содержит 6 s -электронов и 6 p -электронов.
5. Назовите химический элемент с окончанием электронной формулы $\dots 3s^2 3p^4$.
6. Все ли энергетические ячейки полностью заполнены электронами в электронной оболочке атома Нитрогена или Неона?
- 7*. Как изменяется графическая электронная формула атома Карбона вследствие перехода в возбуждённое состояние?
8. Расположите химические элементы по возрастанию числа полностью заполненных электронами энергетических ячеек: а) Флуор; б) Магний; в) Нитроген; г) Кислород.

Применяем

42. Напишите графическую электронную формулу атома Хлора. Сколько в ней: а) спаренных электронов; б) неспаренных электронов; в) s -электронов; г) p -электронов?
43. Установите соответствие между химическими элементами и размещением электронов внешнего энергетического уровня по энергетическим ячейкам.

Химический элемент		Энергетические ячейки внешнего уровня	
1	Оксиген	А	$\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \\ 2s \end{array}$
2	Фосфор	Б	$\begin{array}{cc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \\ 2s & 2p \end{array}$
3	Бериллий	В	$\begin{array}{cc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \\ 2s & 2p \end{array}$
4	Неон	Г	$\begin{array}{cc} \uparrow\downarrow & \uparrow \uparrow \uparrow \\ 3s & 3p \end{array}$
		Д	$\begin{array}{cc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \\ 2s & 2p \end{array}$



§ 15.

Периодическая система химических элементов с позиции теории строения атома

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ высказывать мнения о физической сути порядкового номера элемента в периодической системе, номера периода, группы и подгруппы;
- ◆ устанавливать максимальное значение валентности химического элемента;
- ◆ определить причину наличия в краткой форме периодической системы побочных подгрупп (аналогично групп Б в длинной форме периодической системы);
- ◆ понять расположение за пределами основной структуры периодической системы лантаноидов и актиноидов.

Когда вы изучали строение атома, вам неоднократно приходилось обращаться за той или иной информацией к периодической системе химических элементов. Ведь вы знаете, что каждый элемент в периодической системе занимает постоянное, чётко определённое место. По нему можно безошибочно узнать: а) заряд ядра атома; б) количество электронов в электронной оболочке атома; в) количество энергетических уровней и прочее для каждого химического элемента.

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР ЭЛЕМЕНТА В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ АТОМА. Порядковый номер имеет одинаковое значение с протонным числом. Следовательно, каков порядковый номер химического элемента, столько и протонов содержится в ядре атома.

Величина положительного заряда ядра атома одинакова с порядковым номером химического элемента в периодической системе. Количество электронов в электронной оболочке атома также равно порядковому номеру.

То есть алгебраическая сумма зарядов протонов и электронов в атоме равна нулю. Именно поэтому атом — электронейтральная частица.

НОМЕР ПЕРИОДА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ И СТРОЕНИЕ АТОМА. Положение химического элемента в периоде периодической системы определяет количество энергетических уровней в электронной оболочке атома.

Количество энергетических уровней (электронных слоёв) в электронной оболочке атома всегда равно номеру периода, в котором расположен химический элемент.

Это означает, что у всех элементов одного периода количество энергетических уровней в электронной оболочке атомов одинаково. Убедимся в этом на примере строения электронных оболочек атомов Лития, Карбона, Неона (схема 11).

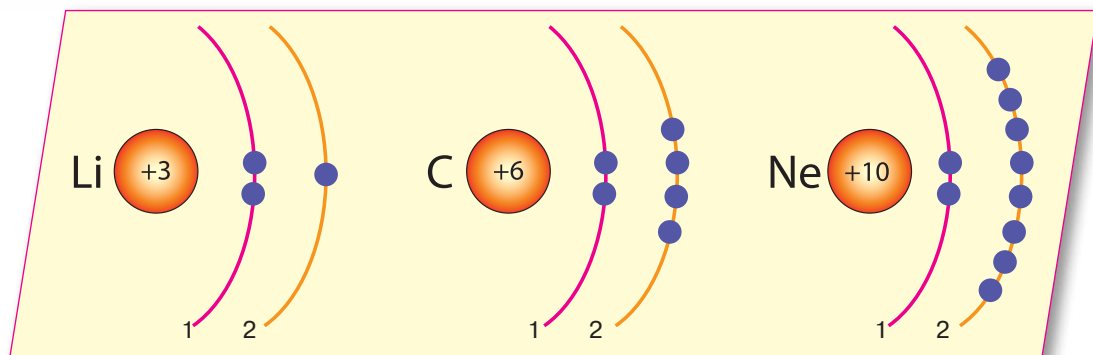


Схема 11 Строение электронных оболочек атомов

Как видим, атомы каждого из рассмотренных химических элементов имеют по два энергетических уровня, несмотря на разное количество электронов в электронной оболочке атома и на внешнем энергетическом уровне. Пример 1 иллюстрирует практическое применение знаний о взаимосвязи номера периода со строением атома.

Пример 1.

Электронная оболочка атома какого из элементов — Аргентума Ag, Стронция Sr или Кальция Ca — имеет наименьшее количество энергетических уровней?

Решение

1. Определим расположение указанных химических элементов в периодах периодической системы:

Аргентум под порядковым номером 47 расположен в пятом периоде. Стронций (порядковый номер 38) также элемент пятого периода. Кальций размещён в четвёртом периоде.

2. Зная, что количество энергетических уровней в электронной оболочке атома совпадает с номером периода, делаем вывод, что электронные оболочки атомов Аргентума и Стронция имеют по пять энергетических уровней, а Кальция — четыре.

Ответ: наименьшее количество энергетических уровней в электронной оболочке атома Кальция.

НОМЕР ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ И СТРОЕНИЕ АТОМА. Положение химического элемента в группе периодической системы тесно связано со строением электронных оболочек атомов. Например, у элементов *главных подгрупп* короткопериодной системы и *групп А* длиннопериодной системы номер группы совпадает с количеством электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома. То есть валентные электроны в атомах элементов этих подгрупп расположены на внешнем энергетическом уровне.

У элементов *побочных подгрупп* короткопериодной системы и *групп В* длиннопериодной системы номер группы совпадает с максимальной валентностью атомов элемента в соединениях с Оксигеном (оксидах). То есть валентные электроны таких атомов расположены не только на внешнем энергетическом уровне, но и на предыдущем энергетическом уровне.

Валентность элементов с постоянной валентностью и, как правило, максимальная валентность элементов с переменной валентностью совпадают с номером группы.

Зная это, вы сможете легко определять валентность химического элемента по его месту в группе периодической системы.

Пример 2.

Почему неметаллический элемент Хлор и металлический элемент Манган относятся к одной группе? Составьте формулы оксидов с максимальной валентностью этих элементов.

Р е ш е н и е

1. Выясним, о какой группе говорится в условии задачи.

Периодическая система свидетельствует о том, что оба элемента расположены в VII группе, но Хлор — в главной подгруппе, а Манган — в побочной.

2. По номеру группы делаем вывод о том, что каждый из атомов имеет по семь валентных электронов. У неметаллического элемента главной подгруппы Хлора они расположены на внешнем энергетическом уровне. У металлического элемента побочной подгруппы Мангана два из них (как у подавляющего большинства металлических элементов побочных подгрупп) размещены на последнем (внешнем) энергетическом уровне. Ещё пять он использует из тех, что находятся на предпоследнем уровне на подуровне *d*.

3. Рассмотренные элементы могут образовывать оксиды с максимальной валентностью VII.



НОМЕР ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ И ЛЕТУЧИЕ СОЕДИНЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ С ГИДРОГЕНОМ. Номер группы позволяет определить валентность неметаллического элемента в его летучем соединении с Гидрогеном. Она равна разности между числом 8 и числом, обозначающим номер группы.

Пример 3.

Составьте формулу летучего соединения с Гидрогеном и высшего оксида неметаллического элемента с порядковым номером 52.

Р е ш е н и е

1. Выясним, какой элемент расположен в периодической системе под номером 52 и к какой группе и подгруппе он относится.

Это элемент VI группы главной подгруппы Теллур Те.

2. Определим его валентность в летучем соединении с Гидрогеном.

$$8 - 6 = 2$$

3. Составим формулу летучего соединения Теллура с Гидрогеном по валентности.



4. Составим формулу оксида с наивысшей валентностью Теллура.

Номер группы свидетельствует о том, что в таком оксиде Теллур проявляет валентность VI.



Обратите внимание на то, что сумма валентностей неметаллического элемента Теллура в его высшем оксиде и летучем соединении с Гидрогеном равна 8. Это распространяется и на другие неметаллические элементы, которые образуют соединения с Гидрогеном и Оксигеном.

Поработайте группами

Внимательно прочитайте сформулированные в параграфе правила и к каждому из них приведите и запишите конкретные примеры.

Убедитесь, что периодическая система отображает строение атомов химических элементов.

РАЗМЕЩЕНИЕ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ЛАНТАНОИДОВ И АКТИНОИДОВ С ПОЗИЦИИ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА. В § 8 говорилось о том, что свойства соединений металлических элементов лантаноидов во многом подобны. То же можно сказать и о соединениях актиноидов. Оказывается, что за этим стоит одинаковое строение внешнего энергетического уровня электронной оболочки атомов и заполнение электронами 4 (лантаноиды) и 5 (актиноиды) энергетических уровней подуровней f . Поэтому их называют f -элементами.

МЕСТО МЕТАЛЛИЧЕСКИХ И НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ С ПОЗИЦИИ СТРОЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМА. Рассмотрим, как согласуется со строением электронных оболочек атомов место металлических и неметаллических химических элементов в периодической системе на примере элементов третьего периода. Вы уже знаете, что периоды начинаются (исключение составляет первый период) металлическим элементом. Заканчиваются периоды инертными элементами (кроме седьмого), которым предшествуют представители семейства неметаллических элементов галогенов. Представленная в таблице 10 информация убеждает в том, что в пределах третьего периода с увеличением порядкового номера химического элемента увеличивается общее количество электронов в электронной оболочке и на внешнем энергетическом уровне. Следовательно, такое строение электронных оболочек атомов элементов одного периода обуславливает расположение металлических элементов в начале периодов, а неметаллических — в конце. Из таблицы 10 видно, что Натрий, Магний, Алюминий — металлические элементы, а Силиций, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон — неметаллические.

Таблица 10

Сравнение элементов третьего периода и их некоторых соединений

Признаки сравнения	Элементы третьего периода							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Порядковый номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Формула простого вещества	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
Группа простых веществ	металлы			неметаллы				
Формула высшего оксида	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Формула гидрата высшего оксида	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Валентность элементов в них	1	2	3	4	5	6	7	—
Летучие соединения с Гидрогеном	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Валентность в летучем соединении с Гидрогеном				4	3	2	1	
Общее в строении атома	Электронная оболочка имеет три энергетических уровня							
Количество электронов на внешнем энергетическом уровне	1	2	3	4	5	6	7	8
Электронные формулы внешнего энергетического уровня	3s ¹	3s ²	3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶

Расположение каждого химического элемента в периодической системе находит объяснение с позиции теории строения атома.

Обратите внимание на то, что:

- атомы металлических элементов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки имеют 1–3 электрона. Это меньше половины электронов внешнего энергетического уровня инертного элемента Аргона, где все ячейки заполнены спаренными электронами;
- атомы неметаллических элементов имеют на внешнем энергетическом уровне от 4 (по сравнению с полностью заполненным внешним энергетическим уровнем атома Аргона — это половина) и более электронов. Исключением являются Гидроген, Гелий, Бор.

По наполнению электронами внешнего энергетического уровня электронной оболочки атома можно определить, к металлическим или неметаллическим элементам относится конкретный элемент (существуют исключения). У металлических элементов он содержит 1–3 электрона, у неметаллических — 4–8 электронов.

Кратко о главном

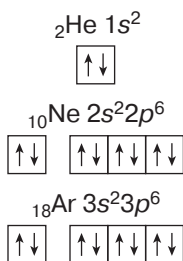


- ✓ Номер периода, в котором расположен химический элемент, и количество энергетических уровней в электронной оболочке его атома совпадают.
- ✓ Номер группы, в которой расположен химический элемент, и его высшая валентность в основном совпадают.
- ✓ С позиции теории строения атома все элементы одной главной подгруппы имеют одинаковое количество электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома, оно равно номеру группы.
- ✓ Наличие незначительного количества электронов на внешнем энергетическом уровне атомов металлических элементов (1, 2, реже 3) обуславливает их размещение в начале периодов, тогда как атомы неметаллических элементов, имея 4 и более электронов на внешнем энергетическом уровне, расположены в конце периодов.
- ✓ В периодах металлические свойства элементов и их соединений ослабевают, а неметаллические — усиливаются. Чем ближе к началу периода размещён элемент, тем сильнее у него выражены металлические свойства.

Страницка эрудита



До появления современной теории строения атома не было доказательств, которые бы объясняли инертность химических свойств неметаллических элементов VIII группы главной подгруппы — Гелия, Неона, Аргона и других. Сегодня она объясняется тем, что все энергетические ячейки внешнего энергетического уровня полностью заполнены спаренными электронами. Такой уровень называется завершённым и считается устойчивым.



В атомах всех инертных элементов, кроме Гелия, внешний энергетический уровень содержит 8 электронов. Поэтому вместо нулевой группы, которая сначала была добавлена к периодической системе для размещения в ней инертных химических элементов, их поместили в главную подгруппу восьмой группы. Сегодня подтверждена ещё одна зависимость: у атомов элементов главных подгрупп на внешнем энергетическом уровне такое количество электронов, каков номер группы (исключением является Гелий).

Знаем, понимаем

1. Дайте определение группы, подгруппы, периода.
2. Используя знания о строении электронных оболочек атомов, объясните расположение Натрия в начале третьего периода, а Аргона — в конце.
3. Исходя из расположения Лития и Калия в периодической системе, объясните, к каким элементам — металлическим или неметаллическим — они относятся.
4. Как по положению химического элемента в периодической системе определить:
 - а) заряд ядра атома;
 - б) количество энергетических уровней (электронных слоёв) в электронной оболочке атома;
 - в) число электронов на внешнем энергетическом уровне атома химического элемента главной подгруппы;
 - г) валентность неметаллического элемента в летучем соединении с Водородом?
5. Электронная оболочка атома Бериллия или Алюминия имеет одинаковое с Магнием количество электронов на внешнем энергетическом уровне?

Применяем

44. Укажите строку, в которой представлены названия только металлических элементов.
 - А Кислород, Водород, Магний
 - Б Хлор, Неон, Алюминий
 - В Натрий, Кальций, Магний
 - Г Натрий, Магний, Сульфур
45. Расположите химические элементы в порядке возрастания количества протонов в ядре.
 - А Азот
 - Б Водород
 - В Кальций
 - Г Магний
46. 1. Расположите химические элементы по убыванию энергетических уровней в электронной оболочке атомов.

А Калий	В Гелий
Б Кислород	Г Сульфур

2. Проанализируйте утверждение и выберите ответ, который вы считаете правильным.

Утверждение 1. В электронной оболочке атомов Магния и Сульфура одинаковое количество энергетических уровней, поэтому они расположены в третьем периоде.

Утверждение 2. Химические элементы одной главной подгруппы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня, а количество электронов на нём совпадает с номером группы.

- А Правильно только утверждение 1
- Б Правильно только утверждение 2
- В Правильны оба утверждения
- Г Неправильны оба утверждения

§ 16.

Характеристика химических элементов по их положению в периодической системе и строению атома

Как вы уже выяснили, не существует ни одного элемента, который бы занимал случайное место в периодической системе (*место Гидрогена и в I, и в VII группе обосновано сходством строения электронной оболочки атома Гидрогена с атомами элементов этих групп главных подгрупп*).

Место каждого химического элемента в периодической системе отображает совокупность его свойств. Они не отделены от свойств других элементов, а находятся в закономерной взаимосвязи с ними.

Место элемента в периодической системе, знание строения его атома позволяют разносторонне и безошибочно характеризовать химический элемент и его соединения.

ПЛАН ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЮ АТОМА.

Чтобы как можно полнее охватить информацию о химическом элементе, придерживаются плана характеристики, представленного в таблице 11.

Таблица 11

План характеристики химического элемента по положению в периодической системе и строению атома

№	Основные характеристики	Подпункты характеристики
1	Положение элемента в периодической системе	а) порядковый номер (протонное число); б) относительная атомная масса; в) период, ряд; г) группа, подгруппа; д) максимальное и минимальное значение валентности
2	Строение атома	а) количество протонов, нейтронов в ядре атома, заряд ядра; б) количество электронов в электронной оболочке атома; в) количество энергетических уровней в электронной оболочке атома; г) электронная, графическая электронная формулы атома; д) количество электронов на внешнем энергетическом уровне, в том числе неспаренных; е) завершён или не завершён внешний энергетический уровень, сколько электронов не хватает до завершения

Изучение параграфа поможет вам:

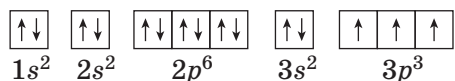
- ◆ использовать информацию, содержащуюся в периодической системе, для классификации, а также характеристики элементов и строения их атомов;
- ◆ приобрести умения устанавливать формулы соединений, пользуясь информацией из периодической системы.

№	Основные характеристики	Подпункты характеристики
3	Химический характер элемента и образованных им веществ	а) к металлическим или неметаллическим элементам относится элемент; б) формула высшего оксида и соответствующего ему гидрата оксида; в) химический характер указанных оксида и гидрата оксида, примеры уравнений реакций; г) формула летучего соединения элемента с водородом (для неметаллов), валентность элемента в нём
4	Сравнение химического характера элемента со свойствами соседних	а) сравнение в периоде; б) сравнение в подгруппе

Пример характеристики. По представленному в таблице плану охарактеризуем химический элемент Фосфор.

1. *Положение в периодической системе.* Протонное число Фосфора 15, $A_r = 31$. Элемент размещён в третьем периоде, третьем ряду, V группе, главной подгруппе.

2. *Строение атома.* Ядро атома содержит 15 протонов и имеет заряд +15. Нуклид $^{31}_{15}\text{P}$ содержит 16 нейтронов ($31 - 15 = 16$). Электронная оболочка состоит из 15 электронов, их суммарный заряд -15 , расположены они на трёх энергетических уровнях. Электронная формула атома — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Графическая электронная формула такова:



На внешнем энергетическом уровне находится 5 электронов, из них 3 — неспаренных. Внешний энергетический уровень не завершён, до окончания не хватает трёх электронов, что составляет менее половины электронов завершённого внешнего энергетического уровня.

3. *Химический характер элемента и образованных им веществ.* Имея на внешнем энергетическом уровне 5 электронов, Фосфор относится к неметаллическим элементам. В свободном состоянии существует в виде простого вещества неметалла фосфора. Формула высшего оксида — P_2O_5 . Как было отмечено в параграфе 2, он взаимодействует с водой и образует кислоту H_3PO_4 . Формула летучего водородного соединения PH_3 , валентность Фосфора в ней — три.

4. *Сравнение химического характера элемента со свойствами соседних элементов.* Соседями Фосфора по периоду являются Силиций и Сульфур, по подгруппе — Нитроген и Арсен. Неметаллические свойства у Фосфора выражены сильнее, чем у Силиция и Арсена, но слабее, чем у Сульфура и Нитрогена.



Кратко о главном

- ✓ Чётко определённое место химического элемента в периодической системе позволяет исчерпывающе охарактеризовать строение его атома, формулы и свойства соединений.



Умение характеризовать химический элемент по его положению в периодической системе и строению атома позволяет выполнять разнообразные задания на нахождение элемента и выводить формулы его соединений.

Пример 1.

Относительная молекулярная масса оксида элемента III группы равна 102. Установите, какой это элемент, напишите его электронную формулу.

Решение

Поскольку неизвестный элемент относится к III группе, то его оксид соответствует общей формуле R_2O_3 . По этой формуле сделаем запись для вычисления относительной молекулярной массы соединения:

$$M_r(R_2O_3) = 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot A_r(O)$$

$$M_r(R_2O_3) = 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot 16 = 102,$$

$$\text{следовательно: } 2 \cdot A_r(R) = 102 - 48 = 54;$$

$$A_r(R) = 54 : 2 = 27.$$

Найдём в периодической системе элемент с относительной атомной массой 27.

О т в е т: Алюминий, его электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

Пример 2.

Назовите элемент по таким данным: находится в VII группе, образует летучее соединение с водородом, относительная молекулярная масса которого 81.

Решение

Общая формула летучего соединения с водородом для неметаллов VII группы RH . Сделаем запись для вычисления относительной молекулярной массы соединения: $M_r(RH) = A_r(R) + 1 = 81$, следовательно: $A_r(R) = 81 - 1 = 80$.

О т в е т: элемент с относительной атомной массой 80 — Бром.

Знаем, понимаем

1. Охарактеризуйте химический элемент Магний по положению в периодической системе и строению атома.
2. По положению элементов в периодической системе определите, какой элемент имеет более выраженные неметаллические свойства: а) Сульфур или Хлор; б) Кислород или Сульфур.
3. К металлическим или неметаллическим элементам относится элемент с порядковым номером 34? Ответ обоснуйте.

Применяем

47. Относительная молекулярная масса высшего оксида элемента V группы равна 230. Установите, какой это элемент, сравните его химическую активность с соседними по подгруппе элементами.
48. Теллур ${}_{52}\text{Te}$ образует с водородом летучее соединение, формула которого H_2Te . Какова формула его высшего оксида?
49. Высший оксид химического элемента третьего периода имеет общую формулу RO_2 . Установите элемент, вычислите его массовую долю в этом оксиде.
50. Элемент образует с водородом летучее соединение, формула которого H_2R . О каком элементе идёт речь, если известно, что его атом имеет на три энергетических уровня больше, чем самый распространённый в природе элемент?



Значение периодического закона

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ понять прогностическую роль периодического закона Д. И. Менделеева;
- ♦ выяснить значение периодического закона для естественных наук и общего восприятия мира;
- ♦ ознакомиться с другими научными достижениями Д. И. Менделеева;
- ♦ осознать значение научной деятельности личности для развития человечества.

Открытие Д. И. Менделеевым в 1869 г. периодического закона имело важное значение не только для химии, но и для других естественных наук и философии. Благодаря открытию закона получили научное объяснение известные факты подобия свойств веществ, установлена взаимосвязь понятий *химический элемент* и *простое вещество*. После открытия периодического закона стало возможным научное прогнозирование неизвестных элементов.

ПРОГНОСТИЧЕСКАЯ РОЛЬ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА. Дмитрий Иванович сам предсказал существование 11 элементов и на основе взаимосвязи между размещением элементов в периодической системе и их свойствами ориентировочно установил их атомную

массу, спрогнозировал основные свойства. Часть этих элементов была открыта при жизни учёного, например Скандий, Галлий, Германий, другие — значительно позже. В частности, почти за 80 лет до открытия элемента с порядковым номером 84 Менделеев предсказал его атомную массу 212, способность образовывать оксид с общей формулой RO_3 , плотность $9,3 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$, легкоплавкость, серый цвет. У открытого в 1946 г.

Полония только атомная масса отличалась несколько меньшим значением, другие свойства подтвердились.

Как вам известно, признаком классификации всех элементов, а не только подобных по свойствам и формулам их соединений Д. И. Менделеев выбрал атомную массу. Однако к тому времени практически каждый шестой элемент имел неточное, а то и неправильное значение атомной массы. И если бы не открытие периодического закона, то неизвестно, как долго это несоответствие существовало бы в науке. В частности, считалось, что относительная атомная масса Бериллия равна 13,5. С таким её значением элемент должен был бы занять в периодической таблице не четвёртую, а шестую ячейку, что привело бы к нарушению периодичности. Действительно, тогда двухвалентный металлический элемент Бериллий разместился бы между неметаллическими элементами Карбоном и Нитрогеном. Такое несоответствие натолкнуло учёного на мысль, что атомная масса Бериллия должна быть больше, чем у Лития, но меньше, чем у Бора. Поэтому Бериллий был помещён в ячейке под номером 4. Дальней-

шие исследования учёных позволили уточнить относительную атомную массу Бериллия и подтвердили истинность предположения учёного.

Подтверждение предсказаний Менделеева свидетельствует о прогностической (в переводе с греческого «прогноз» означает «предвидение») роли периодического закона. Сейчас пределы действия закона — вся Вселенная. Как показали исследования Космоса, на других небесных телах имеются те же химические элементы, что и на планете Земля. В 40-е годы прошлого века были заполнены все свободные ячейки периодической системы, оставленные в ней самим Менделеевым. Но после открытия радиоактивности и изобретения способов искусственной радиоактивности начался этап в подтверждении предсказаний на основе периодического закона. Сегодня открыто уже 117 химических элементов и синтез новых элементов продолжается.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН КАК ОСНОВА СОВРЕМЕННОГО ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ. Отобразив естественную взаимосвязь между элементами, периодический закон положил начало современному естествознанию, выяснению физиками причины периодичности. Закон стал ведущей теорией в химии и физике, опираясь на которую, учёные открыли химические элементы, для которых Д. И. Менделеев оставил свободные ячейки в таблице. Появилось новое направление исследований — открытие не существующих в природе элементов. И что особенно важно — для всех нашлось место в периодической системе.

Периодический закон способствует развитию методов познания природы. Общие законы развития природы находят подтверждение благодаря периодическому закону. Например, один из законов природы — закон единства и борьбы противоположностей, согласно которому у каждого объекта есть противоположные стороны. В физике примером действия этого закона является движение и покой, притяжение и отталкивание, в математике — плюс и минус. В химии этот закон подтверждается наличием в атоме положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. О переходе количественных изменений в качественные (это также один из законов природы) свидетельствует то, что с увеличением количества электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома изменяются химические свойства химических элементов и их соединений, то есть появляется новое качество.

Периодический закон особый — в отличие от других фундаментальных законов природы, у него нет количественного выражения в виде математической формулы или уравнения. Но это единственный закон, имеющий графическое отображение в виде периодической системы химических элементов. Периодическая система химических элементов помогает планировать естественнонаучные исследования и проводить их, является незаменимым наглядным пособием для всех, кто изучает химию.

Сегодня применение в науке и практике периодического закона и периодической системы вышло за пределы химии. И если в будущем вам необходимо будет использовать в работе знания естественных наук, периодический закон станет вашим ориентиром.

ОТКРЫТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА — НАУЧНЫЙ РЕЗУЛЬТАТ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА.

Своё величайшее открытие — периодический закон — Дмитрий Иванович Менделеев сделал в 35 лет, намного опередив своё время. Периодическая система быстро стала необходимым инструментом химических исследований, она неизменно занимает почётное место на стене каждой химической лаборатории, на рабочем месте всех причастных к изучению химии.

Д. И. Менделеев посвятил науке более 50 лет жизни. Всё, что он сделал, чего достиг, указывает на значимость его труда.

Учёный исследовал растворы и разработал теорию растворов, изобрёл один из видов бездымного пороха, усовершенствовал способы применения удобрений в сельском хозяйстве и орошения засушливых земель. Тщательно изучив состав нефти, Менделеев изобрёл новые способы её переработки и выделения тех веществ, которые можно использовать для производства различных промышленных товаров. Он выступал против использования нефти только в качестве топлива.

В августе 1887 г. Д. И. Менделеев совершил полёт на воздушном шаре с целью наблюдения солнечной короны во время солнечного затмения. Он собственноручно поднял шар в воздух, преодолел путь около 100 км на максимальной высоте полёта (около 4 км) и успешно приземлился.

Д. И. Менделеев работал и в области точных измерений. В 1893 г. он стал организатором и первым директором Главной палаты мер и весов.

Во всём мире высоко ценят научное наследие Д. И. Менделеева.



Рис. 28

Памятник на территории Соловецкого технологического университета (Братислава), посвящённый Д. И. Менделееву



Кратко о главном

- ✓ Периодический закон — это один из основных законов природы, имеющий научное и практическое значение для многих отраслей знаний и практики.
- ✓ Закон отображает связь всех химических элементов с позиции строения атомов.

Кратко о главном



- ✓ Периодический закон — непревзойдённый образец проверки правильности теории путём выведения из неё последствий (закономерностей) и подтверждения их практикой.
- ✓ Достижения физиков в установлении сложного строения атома, синтез новых элементов, создание новых веществ — всё это стало возможным благодаря открытию периодического закона.

Страничка эрудита



Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева были связаны с развитием науки, образования и экономики Украины. Свою педагогическую деятельность Менделеев начал учителем естествознания сначала в Симферополе, а затем — в Одессе. Уже зрелым учёным он принимал активное участие в работе научных обществ Киевского и Харьковского университетов, съездов естествоиспытателей, которые проходили в Киеве.

Д. И. Менделеев работал над проблемами развития угольной промышленности в Украине. Находясь на Донбассе, он изучал вопрос добычи и транспортировки угля и выдвинул новую на то время идею подземной газификации угля. В 1937 г. в городе Горловке Донецкой области эта идея была воплощена в жизнь.

Д. И. Менделеев принимал активное участие в создании Киевского политехнического института (ныне Национальный технический университет Украины «Киевский политехнический институт»). Он был председателем экзаменационной комиссии первого выпуска инженеров и агрономов этого известного не только в Украине, но и далеко за её пределами высшего учебного заведения. За научные заслуги и содействие становлению и развитию университета у центрального входа химического факультета установлен памятник выдающемуся учёному (фото смотрите на шмуцтитуле к этой теме).

Знаем, понимаем

1. Как благодаря периодическому закону уточняли относительные атомные массы химических элементов, открывали новые элементы?
2. Объясните, почему периодический закон относится к фундаментальным законам природы.
3. Как вы понимаете выражение: «Создав учение о периодичности, Менделеев намного опередил время»?
4. Какие факты и события из жизни учёного доказывают, что он был человеком с широким кругозором?
5. Пользуясь различными информационными источниками, подготовьте сообщение об открытии новых химических элементов.

Работаем с медиа-источниками



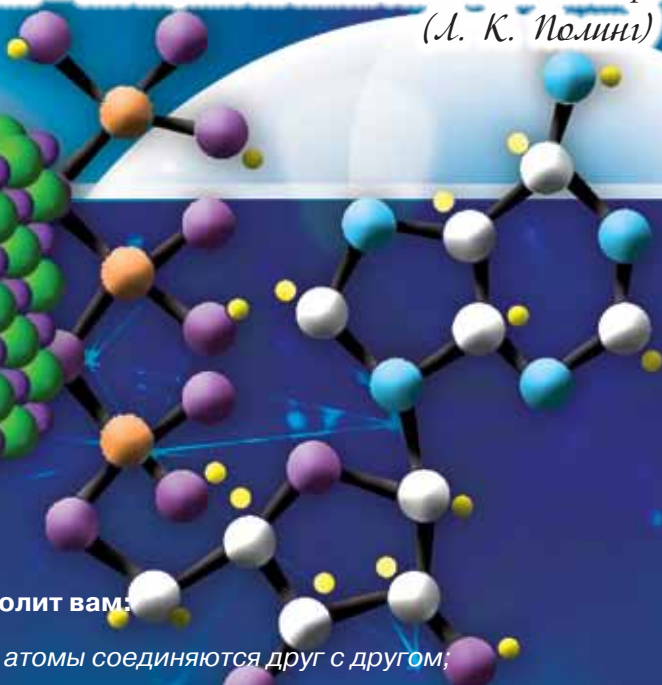
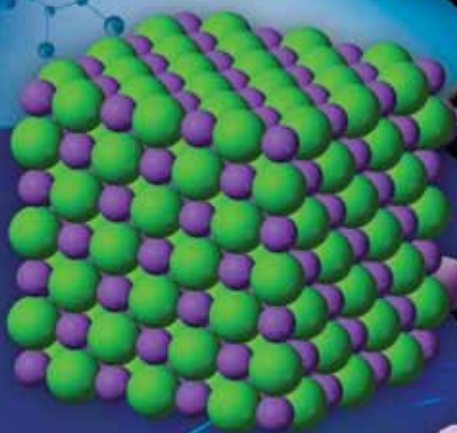
51. Подготовьте сообщение об одной из граней жизни и деятельности Дмитрия Ивановича Менделеева.

Тема 2. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

*Химия имеет дело с веществом, а не телами.
(Д. И. Менделеев)*

*Химики — это те, кто на самом деле понимает мир.
(Л. К. Полини)*

Nb 41
Ниобий 92,906



Материал темы позволит вам:

- ♦ выяснить, как и почему атомы соединяются друг с другом;
- ♦ обобщить знания о качественном и количественном составе веществ на уровне строения их структурных частиц — атомов, молекул, ионов;
- ♦ расширить знания по химии новыми понятиями: электрон, ковалентная связь, ионная связь, кристаллическая решётка, степень окисления;
- ♦ понять, что свойства веществ зависят не только от состава, но и от пространственного размещения структурных частиц вещества в кристалле;
- ♦ убедиться в значении знаний по химии в изучении природы и для создания веществ, необходимых человечеству;
- ♦ самостоятельно приводить примеры соединений с ковалентной и ионной химическими связями, объяснять образование этих видов связи;
- ♦ обосновывать электронную природу ковалентной неполярной, ковалентной полярной и ионной связей;
- ♦ определять степени окисления атомов элементов в соединениях по их формулам;
- ♦ объяснять и прогнозировать свойства веществ в зависимости от вида химической связи и типов кристаллических решёток.

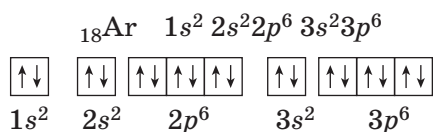
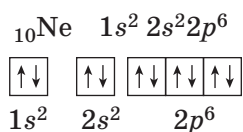
§ 18.

Природа химической связи и электроотрицательность элементов

ПОНЯТИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ. Каким образом происходит соединение атомов различных химических элементов с образованием новых веществ? Почему и как образуются связи между атомами? Эти вопросы были предметом размышлений многих поколений учёных. И только на основе знаний о строении атома в XX в. появилась теория **химической связи**.

Химическая связь — это взаимодействие между структурными частицами вещества, удерживающее их вместе и обеспечивающее существование веществ с чётко определённым составом.

Согласно теории химической связи в её образовании главную роль играют электростатические силы притяжения между отрицательно заряженными электронами и положительно заряженным ядром. Величина этой силы зависит преимущественно от электронной конфигурации внешнего энергетического уровня электронной оболочки атома. Например, атомам инертных химических элементов очень трудно образовывать химические связи с другими атомами. Это потому, что внешний энергетический уровень у них — завершён.



ЭЛЕКТРОННАЯ ПРИРОДА ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ. Когда атом какого-либо химического элемента образует химическую связь с другим атомом, его внешний энергетический уровень становится завершённым. Как вы уже знаете, завершённый внешний энергетический уровень состоит из 8 электронов (для Гидрогена и Гелия — из 2). Исходя из этого, в теории химической связи существует **правило октета** (на латыни *окто* — «восемь»):

Образуя химическую связь, атом достигает завершённого (8-электронного) состава внешнего энергетического уровня (существуют отдельные исключения).

Завершённость внешнего энергетического уровня достигается несколькими способами.

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ понять суть химической связи;
- ◆ освоить новое понятие — электроотрицательность;
- ◆ понять, как структурные частицы вещества приобретают завершённость внешнего энергетического уровня;
- ◆ самостоятельно обосновывать природу химической связи.

ПЕРВЫЙ СПОСОБ ОБРАЗОВАНИЯ ЗАВЕРШЁННОГО ВНЕШНЕГО ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО УРОВНЯ. Он заключается в том, что атомы *теряют* определённое количество электронов.

Каким же образом, отдавая, а не присоединяя электроны, можно достичь завершенности внешнего энергетического уровня? Чтобы понять, как это происходит, рассмотрим электронное строение атомов металлических элементов третьего периода — Натрия, Магния, Алюминия, воспользовавшись таблицей 12.

Таблица 12

Строение электронных оболочек атомов металлических элементов

Химический элемент	Электронная формула	Графическая электронная формула	Внешний энергетический уровень	
			всего \bar{e}	недостаёт \bar{e} до завершения
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\begin{array}{ccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow & \uparrow & \square \square \square \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	1	7
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$\begin{array}{ccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \square \square \square \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	2	6
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$\begin{array}{ccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \square \square \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	3	5

Данные таблицы 12 указывают на то, что в атомах этих элементов с предпоследний энергетический уровень завершен, а внешний энергетический уровень содержит меньше половины из 8 необходимых электронов.

Присоединение электронов атомом и их отдача другим атомам связаны с изменением запаса энергии электронов. Атомам с большим количеством электронов на внешнем энергетическом уровне энергетически выгоднее отдать свои электроны, чем присоединить их в количестве, необходимом для образования завершенного внешнего энергетического уровня. Поэтому атомы металлических элементов Натрия, Магния, Алюминия, соединяясь с атомами других элементов, отдают электроны третьего энергетического уровня. Электронная оболочка образованной частицы остаётся с двумя энергетическими уровнями, причём внешний энергетический уровень — завершен.

ВТОРОЙ СПОСОБ ЗАВЕРШЁННОГО ВНЕШНЕГО ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО УРОВНЯ. Атомы могут *присоединять* электроны в количестве, необходимом для того, чтобы иметь завершенный внешний энергетический уровень.

Проанализируем электронное строение атомов неметаллических элементов Гидрогена, Сульфура, Хлора, Аргона (табл. 13).

Таблица 13

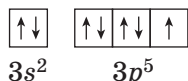
Строение электронных оболочек атомов неметаллических элементов

Химический элемент	Электронная формула	Графическая электронная формула	Внешний энергетический уровень	
			всего \bar{e}	недостаёт \bar{e} до завершения
H	$1s^1$	$\begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline 1s \end{array}$	1	1
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 1s \end{array}$ $\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 2s \end{array}$ $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline 2p \end{array}$ $\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 3s \end{array}$ $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 3p \end{array}$	6	2
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 1s \end{array}$ $\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 2s \end{array}$ $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline 2p \end{array}$ $\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 3s \end{array}$ $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 3p \end{array}$	7	1
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 1s \end{array}$ $\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 2s \end{array}$ $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline 2p \end{array}$ $\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 3s \end{array}$ $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline 3p \end{array}$	8	0

У представленных в таблице 13 неметаллических элементов последний энергетический уровень содержит половину (у Гидрогена) и более половины (у остальных элементов) электронов по сравнению с завершённым для них энергетическим уровнем. Чтобы достичь завершённости, им энергетически выгоднее присоединять, чем отдавать электроны. Атом Сульфура присоединит 2 электрона, Гидрогена и Хлора — по одному, Аргон — ни одного, поскольку у него внешний энергетический уровень завершён.

ТРЕТИЙ СПОСОБ ОБРАЗОВАНИЯ ЗАВЕРШЁННОГО ВНЕШНЕГО ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО УРОВНЯ. Атомы не отдают и не присоединяют электроны, а образуют **общие электронные пары**. Их образуют только неспаренные электроны. Количество таких пар определяется числом неспаренных электронов в электронной оболочке атома.

Обратимся к таблице 13. У атома Гидрогена 1 неспаренный электрон: $1s^1$. Поэтому атом Гидрогена способен образовывать одну общую электронную пару с любым другим атомом. У атома Хлора на внешнем энергетическом уровне 7 электронов, но неспаренный среди них только 1.



Поэтому общая электронная пара, образовать которую способен атом Хлора, тоже одна. За счёт имеющихся неспаренных электронов в молекуле гидроген хлорида HCl между атомами Гидрогена и Хлора образуется *общая электронная пара*.

За счёт этого внешние энергетические уровни обоих атомов становятся завершёнными (схема 12). За счёт неспаренных электронов атомов Гидрогена и Хлора в молекуле гидроген хлорида HCl образуется общая электронная пара.

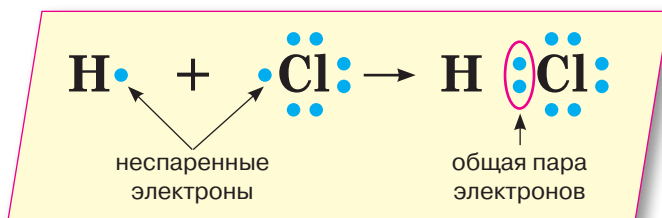


Схема 12

Образование общей электронной пары в молекуле гидроген хлорида

За счёт создания общей электронной пары атом Гидрогена приобретает электронную конфигурацию атома Гелия, а атом Хлора — атома Аргона.

Атомы достигают завершённого строения внешних энергетических уровней тремя способами: 1) отдавая электроны; 2) присоединяя электроны; 3) образуя общие электронные пары.

При образовании химической связи внешние энергетические уровни атомов приобретают электронную конфигурацию атомов ближайшего инертного элемента, являющуюся устойчивой и энергетически выгодной.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ С ПОЗИЦИИ ПРИРОДЫ ХИМИЧЕСКИХ СВЯЗЕЙ. Вам известно, что результатом химических реакций является образование новых веществ. В процессе химического взаимодействия их структурные частицы достигают завершённости внешних энергетических уровней одним из рассмотренных выше способов.

У элементов первых трёх периодов в образовании химических связей участвуют электроны внешнего энергетического уровня. Их называют *валентными электронами*.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ. Ядра атомов различных химических элементов отличаются способностью притягивать электроны. Для характеристики этого свойства введено понятие *электроотрицательности*.

Электроотрицательность — свойство атомов химического элемента притягивать к себе общие с другим атомом электронные пары.

За единицу электроотрицательности принята электроотрицательность атома Лития, и с ней сравнивают электроотрицательности атомов

других элементов. Электроотрицательность неметаллических элементов значительно больше, чем металлических. Наибольшая электроотрицательность — у Флуора. С каким бы атомом ни была образована общая электронная пара, она будет смещаться ближе к атому Флуора. Второе место по электроотрицательности занимает Оксиген, а третье — Нитроген.

Расположив химические элементы по убыванию величины электроотрицательности их атомов в один ряд, **получим ряд электроотрицательности.**

F, O, N, Cl, Br, S, C, P, Si, H, Al, Mg, Ca, Na, K, Cs

электроотрицательность элементов убывает →

Зная электроотрицательность атомов элементов, можно предположить, к какому атому будут смещаться электроны, образовавшие общую электронную пару. Рассмотрим это на примере гидроген хлорида. Положение Гидрогена и Хлора в ряду электроотрицательности указывает на то, что Гидроген менее электроотрицателен, чем Хлор. Поэтому общая электронная пара будет смещена к атому Хлора.

Периодическая зависимость распространяется и на электроотрицательность: в каждом периоде электроотрицательность атомов с увеличением заряда ядра возрастает, а в каждой главной подгруппе — убывает. И это ещё раз доказывает, что периодический закон — общий закон.

Поработайте группами

Проанализируйте, как изменяется строение внешнего энергетического уровня атомов элементов второго периода с увеличением заряда ядра атома.

1. Каким образом достигают завершённости внешнего энергетического уровня первый и предпоследний химические элементы этого периода?
2. Выпишите в одну строку электроотрицательность атомов элементов второго периода и проанализируйте, как она изменяется с увеличением заряда ядра атома.

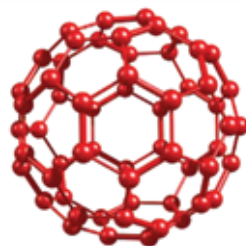
Кратко о главном

- ✓ Химическая связь — это сила, благодаря которой удерживаются вместе структурные частицы вещества.
- ✓ Образование химической связи связано с изменениями в электронных оболочках в результате взаимодействия атомов.
- ✓ Благодаря образованию химических связей достигается завершённость внешнего энергетического уровня атома.
- ✓ Электроотрицательность характеризует способность атома притягивать общие электроны пары; наибольшая электроотрицательность у Флуора.
- ✓ Электроотрицательность возрастает: в пределах периода слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.



Страницка эрудита

Простые вещества, молекулы которых образованы из нескольких атомов одного химического элемента, — явление в химии привычное. Но современный уровень развития науки позволяет получать простые вещества с многоатомными молекулами. В 1985 г. английские учёные синтезировали гигантскую молекулу из 60 атомов Карбона. Для этого они провели выпаривание графита под действием мощного лазерного луча в условиях вакуума. Вещество назвали фуллерен.



Пять лет понадобилось учёным, чтобы изучить структуру и свойства нового вещества. Было выявлено, что его молекула C_{60} напоминает футбольный мяч не только внешне, но и внутри. Шарообразная форма молекулы достигается благодаря тому, что все атомы Карбона равноудалены от центра молекулы и соединены между собой таким образом, что каждый атом находится одновременно в вершинах двух шестиугольников и одного пятиугольника.

У фуллерена с формулой C_{60} и других представителей этой группы веществ — широкие перспективы по использованию в различных отраслях. Уже сейчас на их основе изготавливают высокотемпературные проводники, аккумуляторные батареи, ценные масла и т. п.

Синтез веществ, подобных фуллерену, является ярким примером достижений современного естествознания.

Знаем, понимаем

1. Сформулируйте определение понятий: химическая связь; электроотрицательность; завершённость энергетического уровня.
2. Расскажите, каким образом структурные частицы вещества могут приобретать завершённость внешнего энергетического уровня. От чего это зависит?
3. Укажите, какой из двух элементов более электроотрицателен:
 - а) Nitrogen and Oxygen;
 - б) Nitrogen and Hydrogen;
 - в) Nitrogen and Lithium.

Применяем

52. В какой из молекул: а) кислорода; б) воды; в) водорода; г) гидроксид брома — общие электроны будут смещены к одному из атомов и почему?
53. Укажите пару элементов с одинаковым количеством неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне: а) Li и S; б) Mg и F; в) Li и F. Объясните свой выбор, воспользовавшись графическими электронными формулами.
54. Запишите символы приведённых химических элементов в порядке возрастания их электроотрицательности:

Алюминий, Сульфур, Литий, Карбон, Кислород, Nitrogen, Гидроген.
55. Подготовьте вопросы или задания по теме этого параграфа для того, чтобы предложить их одноклассникам на уроке.
56. Объясните, почему электроотрицательность атомов инертных элементов равна нулю.

§ 19.

Ковалентная связь, её образование и виды

**Изучение параграфа
поможет вам:**

- ♦ понять образование ковалентной связи;
- ♦ характеризовать особенности ковалентной полярной и неполярной связей;
- ♦ определять полярность ковалентной связи.

ПРИРОДА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ. Как отмечалось в предыдущем параграфе, одним из способов возникновения химической связи является образование атомами общих электронных пар. Такой способ присущ атомам неметаллических элементов. Образование молекул веществ может происходить как из атомов одного элемента, так и из атомов различных химических элементов.

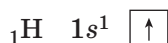
Химическая связь с помощью общих электронных пар называется **ковалентной**.

ОБРАЗОВАНИЕ КОВАЛЕНТНОЙ НЕПОЛЯРНОЙ СВЯЗИ. Рассмотрим, как образуется ковалентная связь между одинаковыми атомами.

Пример 1.

Образование молекулы водорода.

Молекула водорода состоит из двух атомов Гидрогена, имеющих самое простое строение электронной оболочки.



Чтобы внешняя и единственная s -орбиталь атома Гидрогена стала завершенной, нужен ещё один электрон. Поэтому два атома Гидрогена образуют одну общую электронную пару. *(Известно, что в общей электронной паре у электронов вращение вокруг своей оси разнонаправленное.)* При сближении двух атомов Гидрогена до определённого расстояния происходит перекрывание их s -орбиталей. Этот процесс сопровождается выделением энергии и образованием общей электронной пары. Место перекрывания электронных орбиталей обладает повышенной электронной плотностью, поэтому к ней притягиваются положительно заряженные ядра обоих атомов (рис. 29).

С приближением ядер начинают действовать силы отталкивания (одноимённо заряженные частицы отталкиваются, разноимённо заряженные — притягиваются). На определённом

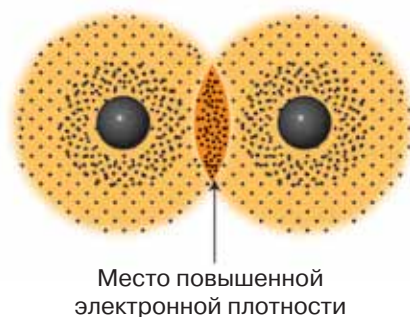


Рис. 29

Перекрывание s -орбиталей с образованием общей электронной пары в молекуле водорода

расстоянии эти силы уравновешиваются, ядра и электроны образуют единую устойчивую систему. Таким образом возникает молекула водорода, формула которой H_2 .

Поскольку химическая связь в молекуле водорода образовалась между атомами одного химического элемента, электроотрицательность которых одинакова, то ядра обоих атомов имеют одинаковое влияние на общую электронную пару. Поэтому она равноудалена от центров ядер обоих атомов и не смещается в сторону одного из них. Это передают с помощью **электронной формулы молекулы**, в которой записывают символы химических элементов и обозначенные точками электроны внешнего энергетического уровня.

Схематически образование молекулы водорода показано на схеме 13.

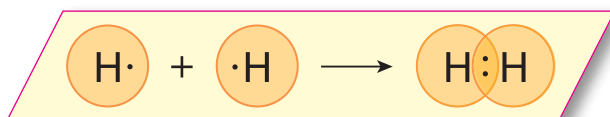


Схема 13 Модель образования молекулы водорода

Электронная формула молекулы — это запись состава вещества с помощью символов химических элементов и точек, обозначающих электроны внешнего энергетического уровня.

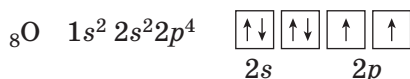
На электронных формулах чётко видно, сколько общих электронных пар имеет молекула.

Равноудалённость общей электронной пары от ядер атомов, между которыми возникла ковалентная связь, означает, что связь *неполярная*.

Ковалентной неполярной связью называется связь с помощью общих электронных пар, равноудалённых от ядер обоих атомов.

Пример 2. Образование молекулы кислорода O_2 .

Молекула кислорода, как и молекула водорода, состоит из двух атомов одного химического элемента. У химического элемента Оксигена строение электронной оболочки атома следующее:



Это можно передать электронной формулой молекулы.



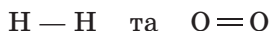
Как видим, на внешнем энергетическом уровне находится 6 электронов, среди которых 2 неспаренных. Для образования устойчивого

8-электронного внешнего энергетического уровня необходимо ещё 2 электрона. Поэтому два неспаренных электрона первого атома образуют две общие электронные пары с двумя неспаренными электронами второго атома. За счёт общих электронов достигается завершенность внешнего энергетического уровня каждого атома в молекуле кислорода.

Обратите внимание на то, что в молекуле водорода атомы Гидрогена достигли образования внешнего энергетического уровня атома инертного элемента Гелия. В молекуле кислорода электронные оболочки обоих атомов Оксигена имеют завершенный второй (он же внешний) энергетический уровень из 8 электронов. Такое же количество электронов находится на внешнем энергетическом уровне у атома инертного химического элемента Неона, которым завершается второй период.

Связь атомов Оксигена в молекуле кислорода тоже *ковалентная неполярная*.

Заменяв каждую общую пару электронов в электронных формулах молекул водорода и кислорода на чёрточки, получим **структурные формулы**:



Одна чёрточка обозначает одну единицу валентности.

Из структурных формул становится понятно, что валентность равна числу общих электронных пар.

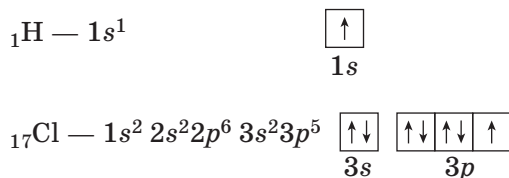
ОБРАЗОВАНИЕ КОВАЛЕНТНОЙ ПОЛЯРНОЙ СВЯЗИ. Рассмотрим, как образуется ковалентная связь между атомами неметаллических элементов.

Пример 3.

Образование молекулы гидроген хлорида (хлороводорода) HCl.

Молекула гидроген хлорида, как и молекулы водорода и кислорода, состоит из двух атомов с различной электроотрицательностью. Обратите внимание на размещение Гидрогена и Хлора в ряду электроотрицательности (с. 105), и вы увидите, что Хлор размещён в начале ряда, тогда как Гидроген — почти посередине.

Учитывая электронное строение атомов Гидрогена и Хлора, рассмотрим, как между ними образуется химическая связь.



Несмотря на то, что у атома Хлора на внешнем энергетическом уровне находится 7 электронов, он может образовывать с другими атомами только одну общую электронную пару (по количеству неспаренных электронов). За счёт общей электронной пары атом Гидрогена достигнет образования завершенного внешнего энергетического уровня атома инертного химического элемента Гелия, а атом Хлора — Аргона.

Чем дальше друг от друга расположены химические элементы в ряду электроотрицательности, тем большим будет смещение общих электронных пар к более электроотрицательному атому. Исходя из этого, делаем вывод о том, что электроны общей электронной пары Гидрогена и Хлора будут смещены в сторону атома Хлора. Схематически её образование и электронную формулу молекулы можно передать следующим образом:



На схеме представлено смещение общей электронной пары в сторону более электроотрицательного Хлора. Образовалась молекула, в которой атомы связаны силой притяжения положительно заряженных ядер атомов к отрицательно заряженному месту перекрывания *s*-орбитали атома Гидрогена и *p*-орбитали атома Хлора (рис. 30).

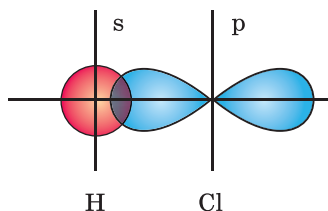


Рис. 30

Образование молекулы HCl

Химическая связь с помощью общих электронных пар, смещённых в сторону более электроотрицательного атома, называется **ковалентной полярной**.

Известно более 20 млн органических веществ. В состав их молекул входят атомы неметаллических элементов — Карбона, Гидрогена, Оксигена, Нитрогена и других. Химическая связь между атомами этих веществ — *ковалентная (исключения)*. Поэтому соединений с ковалентной химической связью наибольшее количество.

Кратко о главном

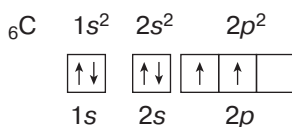
- ✓ Связь между атомами с помощью общих электронных пар называется ковалентной связью.
- ✓ Ковалентная связь в неорганических и органических веществах возникает в результате образования общих электронных пар неспаренных электронов между двумя атомами.
- ✓ Электронная пара при образовании ковалентной химической связи является общей для обоих атомов.

- ✓ Различают неполярную ковалентную связь (общие электронные пары равноудалены от ядер обоих атомов) и полярную ковалентную связь (общие электронные пары смещены к более электроотрицательному атому).

Страницка эрудита



Метан CH_4 — летучее соединение Карбона с Гидрогеном, является основной составляющей природного газа. Валентность Карбона в его формуле равна четырём. Согласно электронной природе химических связей, чтобы образовать четыре ковалентные связи, у атома Карбона должно быть 4 неспаренных электрона, а не 2, как это видно из его графической электронной формулы:



Вспользуйтесь информацией, содержащейся на с. 83–84, о возбуждённом состоянии атома Карбона, и вам станет понятно, откуда появились 4 неспаренных электрона.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение ковалентной связи. Приведите примеры соединений с ковалентной полярной и ковалентной неполярной связями.
2. Объясните образование: ковалентной неполярной связи и ковалентной полярной связи в приведённых вами примерах.
3. На примере элементов второго периода объясните, как изменяется электроотрицательность атомов химических элементов в пределах периода.
4. На примере элементов VII группы главной подгруппы объясните, как изменяется электроотрицательность атомов химических элементов в пределах главных подгрупп.
5. Подумайте, могут ли атомы Неона образовывать ковалентные связи.

Применяем

57. Составьте схемы образования молекулы азота, летучего соединения Нитрогена с Гидрогеном. Укажите вид ковалентной связи, количество общих электронных пар в каждой из них, напишите электронные формулы молекул этих веществ.
58. Расположите формулы летучих соединений элементов с Гидрогеном в порядке увеличения количества общих электронных пар в молекуле.
 - А H_2O
 - Б CH_4
 - В HF
 - Г NH_3
59. Пользуясь рядом электроотрицательности, напишите формулу бинарного соединения Карбона(IV) с Сульфуром. Объясните, как образовалась химическая связь в этом соединении, укажите её вид.
60. Подумайте, почему атомы металлических элементов, в отличие от неметаллических, не образуют совместных электронных пар.

§ 20.

Ионы. Ионная связь, её образование

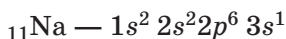
Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ характеризовать ионы как заряженные частицы вещества;
- ◆ различать катионы и анионы;
- ◆ объяснять образование ионной связи и её особенности;
- ◆ определять вид химической связи.



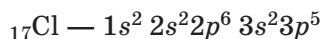
Вспомните и приведите примеры соответствующих соединений и их формулы.

притягивать электроны Натрий значительно уступает Хлору. К тому же внешнему энергетическому уровню электронной оболочки его атома далеко до завершённой 8-электронной конфигурации — не хватает 7 электронов.



Поэтому атому Натрия энергетически выгоднее отдать 1 электрон, чем присоединить 7. Как вы уже знаете, металлический элемент Натрий достигает завершения внешнего энергетического уровня, отдавая единственный электрон третьего энергетического уровня.

Неметаллический элемент Хлор, напротив, близок к завершению внешнего энергетического уровня.



Имея 7 электронов на внешнем энергетическом уровне, он присоединяет электрон, отданный атомом Натрия. Таким образом, его внешний энергетический уровень становится завершённым.

Отдавая один электрон, атом Натрия преобразуется в положительно заряженную частицу — **ион**, которая называется **катион**.

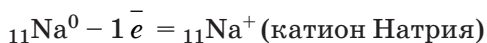
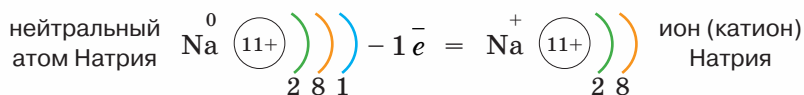


Рис. 31

Кристаллы поваренной соли



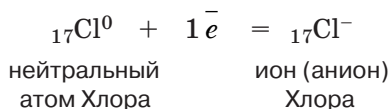
Ионы — это заряженные частицы, в которые превращаются нейтральные атомы, отдавая или присоединяя электроны.

Откуда появился заряд у катиона Натрия и почему его не было у атома Натрия? После того как атом отдал $1\bar{e}$, нарушилось равновесие положительного заряда ядра и отрицательного заряда электронной оболочки. Положительно заряженных протонов в ядре по-прежнему осталось 11, а отрицательно заряженных электронов в электронной оболочке атома — на один меньше, то есть 10. Следовательно, образованный катион имеет заряд +1.

Название «катион» происходит от названия отрицательно заряженного электрода (катода), к которому в электрическом поле движутся положительно заряженные ионы.

Сравнение строения нейтрального атома Натрия и положительно заряженного иона (катиона) этого элемента указывает на общее строение ядра, но разное строение электронной оболочки. Атом Натрия имеет три энергетических уровня, у катиона их два.

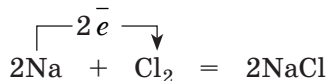
За счёт присоединения одного электрона нейтральный атом Хлора преобразуется в отрицательно заряженный ион — *анион*.



Противоположно заряженные ионы Натрия и Хлора притягиваются друг к другу, и образуется натрий хлорид.

Ионная химическая связь — это связь между противоположно заряженными ионами (катионами и анионами).

Запишем уравнение взаимодействия простых веществ Натрия и Хлора и укажем переход электронов в этой реакции.



Обозначив валентные электроны внешнего энергетического уровня с помощью точек, покажем переход электронов при образовании ионной химической связи между Натрием и Хлором (*схема 14*):

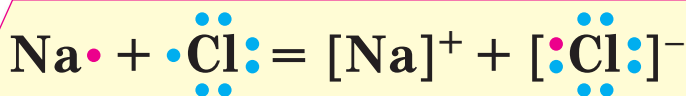


Схема 14

Образование ионной химической связи

Между положительно заряженным катионом Натрия и отрицательно заряженным анионом Хлора образуется прочная ионная связь. Вещество натрий хлорид при обычных условиях находится в твёрдом агрегатном состоянии.

По определению ионной связи, предполагается полный переход электронов от менее электроотрицательного атома к атому с большей электроотрицательностью. Однако абсолютно чистой ионной связи не существует потому, что отдельные атомы, из которых образуется соединение, имеют хоть и незначительную, но не нулевую электроотрицательность. По этой причине при доминировании ионной связи имеет место небольшой процент создания совместных электронных пар.

Как отмечалось в начале параграфа, ионная связь присуща солям, оксидам металлических элементов, основаниям. Это вещества немолекулярного строения.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Чтобы понять, насколько разными по свойствам являются атомы и образованные из них ионы, воспользуйтесь текстом предыдущих параграфов и повторите свойства простых веществ натрия и хлора. Эти два простых вещества взаимодействуют между собой, образуя сложное вещество натрий хлорид (поваренную соль).

Добавляя поваренную соль в суп или борщ, вы не наблюдаете бурного выделения водорода, как в реакции натрия с водой. И не чувствуете удушливого запаха ядовитого хлора. Таким образом, только один присоединённый или отданный электрон обеспечивает образование не только химической связи, но и новых структурных частиц веществ с присущими только им свойствами.



Кратко о главном

- ✓ Ионы — заряженные частицы, в которые превращаются атомы, отдавая или присоединяя электроны.
- ✓ Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные — анионами.
- ✓ Ионная связь — это связь за счёт притяжения противоположно заряженных ионов.
- ✓ Образование ионной химической связи сопровождается переходом валентных электронов от атомов металлического элемента к атомам неметаллического.

Знаем, понимаем

1. Сформулируйте определение понятий: катион, анион, ионная химическая связь.
2. Что общего и чем отличаются: атом и катион, а также атом и анион одного химического элемента? Приведите примеры.
3. В чём состоит отличие между ковалентной и ионной химическими связями?

- 61.** Классифицируйте формулы веществ по виду химических связей на группы с ковалентной неполярной, ковалентной полярной, ионной связями:
 PF_3 , CuO , OF_2 , Br_2 , MgS , HF , NH_3 .
- 62.** Спрогнозируйте вид химической связи между атомами со следующим строением внешних энергетических уровней: $\dots 3s^2$ и $\dots 2s^2 2p^5$. Напишите формулу вещества.
- 63.** У атома химического элемента на 2 электрона больше, чем у катиона Натрия. Назовите элемент.
- 64.** У атома химического элемента на 3 электрона меньше, чем у аниона Хлора. Назовите элемент.



Степень окисления и её определение по химической формуле

Наука не стоит на месте, а постоянно развивается. Учёные открывают новые законы, обосновывают теории, формулируют новые понятия. Спустя столетие после введения английским химиком Э. Франклендом понятия валентности Дж. Кэмпбелл ввёл понятие *степени окисления*. Сегодня оно более употребляемо, поскольку в отличие от валентности указывает также *полярность связей атомов в веществе*.

ПОНЯТИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ. Вам известно, что полярные ковалентные и ионные связи возможны между атомами с разной электроотрицательностью.

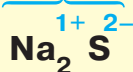
Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ различать валентность и степень окисления;
- ◆ определять степени окисления элементов в соединениях по их формуле;
- ◆ составлять формулы бинарных соединений по известным степеням окисления.

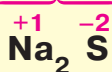
Степень окисления — условный заряд атома, вычисленный на основе предположения, что все химические связи в веществе — ионные.

Как видно из определения, для бинарных соединений с ионной связью заряд иона и степень окисления по величине и заряду совпадают. Чтобы не путать их, заряды ионов обозначают после символа химического элемента вверху справа и первым записывают арабской цифрой числовое значение заряда иона, а вторым — знак заряда. Степень окисления обозначают над символом химического элемента посередине и первым записывают знак заряда, а вторым — его числовое значение. Например, в записи $\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ указаны заряды ионов, а в записи $\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ — степени окисления.

заряды ионов



степени окисления



Обратите внимание на то, что в формулах химические символы элементов с положительными зарядами ионов и положительными степенями окисления записывают первыми (бывают исключения).

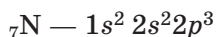
В бинарных соединениях неметаллических элементов, в молекулах которых связь полярная ковалентная и ионы отсутствуют, допускают условность, взятую за основу определения степени окисления. Предполагают, что общие электронные пары переходят полностью к более электроотрицательному атому, и такому атому присваивают отрицательную степень окисления, числовое значение которой равно сумме смещённых электронных пар. Атомам другого элемента, наоборот, присваивают положительное числовое значение степени окисления.



Заметим, что **степень окисления рассчитывают на один атом.**

Хотя степень окисления — величина условная, она оказалась удобной при объяснении протекания химических реакций, нахождении коэффициентов, то есть написании уравнений реакций. На сегодня это понятие широко используют.

А как быть с атомами элементов, образующих двухатомные молекулы простых веществ, ведь у каждого атома одинаковая электроотрицательность? Применяя к таким молекулам понятие степени окисления, общую электронную пару делят поровну между обоими атомами. И тогда каждый атом имеет столько электронов, сколько их было до образования связи. Рассмотрим это на примере азота, молекулярная формула которого N_2 . Но сначала напомним электронную формулу атома Нитрогена.



Как видим, у атома Нитрогена на внешнем энергетическом уровне 5 электронов, среди которых три неспаренных. Поэтому в молекуле азота Нитроген образует три ковалентные связи, и его валентность в этом соединении равна трём: $\text{N} \equiv \text{N}$.

Смещения общих электронных пар не происходит, они равноудалены от ядер обоих атомов: $\text{N} \times \text{N}$. Поэтому степень окисления Нитрогена в молекуле азота N_2 нулевая, тогда как оба атома — трёхвалентные.

валентность — III



0 — степень окисления



У простых веществ с двухатомными молекулами валентность и степень окисления не совпадают.

Что касается сложных веществ, то в большинстве случаев числовые значения валентности и степени окисления одинаковые.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ. Определять степени окисления, составлять формулы веществ по известным степеням окисления вам помогут представленные **правила**.

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.

2. У металлических элементов в соединениях с неметаллическими всегда **положительная** степень окисления. (Это потому, что их электроотрицательность мала и электроны смещаются к атомам неметаллических элементов.)

3. У неметаллических элементов в соединениях с металлическими всегда **отрицательная** степень окисления. (Причина объяснена в правиле 2.)

4. У Гидрогена в соединениях степень окисления **+1** (за исключением бинарных соединений с металлическими элементами).

5. У Оксигена в соединениях степень окисления **-2** (за исключением соединений с Флуором, гидроген пероксида H_2O_2 и некоторых других соединений).

6. Величина степени окисления атома в сложном веществе преимущественно равна количеству валентных электронов, принявших участие в образовании химической связи.

7. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна **нулю**.

8. В бинарном соединении положительная степень окисления у элемента с меньшей электроотрицательностью.

9. Атомы многих химических элементов проявляют переменные степени окисления.

10. Максимальная положительная степень окисления элемента преимущественно равна номеру группы в периодической системе, в которой размещён элемент.

Например, чтобы определить степень окисления Мангана по формуле Mn_2O_7 , воспользуемся правилами 2, 5 и 7. **О т в е т:** +7.

Степени окисления элементов по формуле CCl_4 последовательно определим согласно правилам 8, 6, 7. **О т в е т:** CCl_4 .

СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВ ПО ИЗВЕСТНОЙ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ.

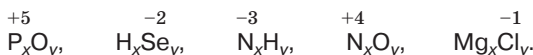
Выясним, как можно составить формулу соединения по известным степеням окисления атомов элементов. Составим формулу феррум(III) оксида Fe_xO_y . Запишем символы обоих элементов и над ними обозначим степени окисления. Рассуждаем так. Степень окисления Феррума, как у всех атомов металлических элементов, положительна и равна валентности III, следовательно, $+3$. Степень окисления Оксигена согласно рассмотренным правилам равна -2 . Делаем запись: $\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$. Найдём наименьшее общее кратное для чисел 3 и 2, это 6. Разделим число 6 на 3, получим число 2 — индекс Феррума. Разделим число 6 на 2, получим число 3 — индекс Оксигена. Установленные индексы запишем в формулу: $\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$.

Поработайте группами

Определите степени окисления атомов элементов в бинарных соединениях:



Составьте формулы бинарных соединений по известным степеням окисления.



Кратко о главном

- ✓ Степень окисления — это условный заряд атома в соединении, вычисленный на основе предположения о том, что соединение состоит только из ионов.
- ✓ Степень окисления может принимать положительное, отрицательное и нулевое значения.
- ✓ При определении степеней окисления пользуются рядом электроотрицательности. Элементы с большим значением электроотрицательности в соединениях имеют отрицательные значения степеней окисления.
- ✓ По известным степеням окисления можно составлять формулы веществ, а по формулам веществ — определять степени окисления.



Страничка эрудита

Степень окисления в соединениях трёх и более элементов также определяют, соблюдая рассмотренные правила.

Пример 1. Определить степень окисления Сульфура в сульфатной кислоте H_2SO_4 .

Решение

Записываем степень окисления над каждым символом формулы $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{S}}\text{O}_4$. Составляем алгебраическое уравнение суммы степеней окисления элементов в соединении. Решаем его.

$$\begin{aligned}2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) &= 0 \\2 + x - 8 &= 0 \\x &= 6\end{aligned}$$

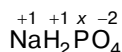
Ответ: $\overset{+6}{\text{H}}_2\text{SO}_4$.

Пример 2.

Определить степень окисления Фосфора в натрий дигидрогенортофосфате NaH_2PO_4 .

Решение

1. Записываем в формуле NaH_2PO_4 над символами химических элементов известные степени окисления, а неизвестную обозначаем x .



2. Записываем алгебраическое уравнение суммы степеней окисления элементов в формуле $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ и решаем его.

$$\begin{aligned}1 \cdot (+1) + 2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) &= 0 \\1 + 2 + x - 8 &= 0 \\x &= 5\end{aligned}$$

Ответ: $\overset{+5}{\text{Na}}\text{H}_2\text{PO}_4$.

Знаем, понимаем

1. Сформулируйте определение степени окисления.
2. Какова степень окисления атомов в двухатомных молекулах простых веществ? Объясните почему.
3. Приведите примеры атомов с положительным, отрицательным и нулевым значениями степени окисления.
4. Как определить степень окисления химического элемента по формуле бинарного соединения?

Применяем

65. Определите степени окисления элементов в соединениях, имеющих формулы:
 CO , CO_2 , BaH_2 , CrO_3 , CrO , Cr_2O_3 .
66. Выпишите из перечня формул элементы, у которых одинаковая степень окисления:
 H_2O , BaO , HBr , Na_2O , Al_2S_3 .
67. Пользуясь рядом электроотрицательности и знаниями о строении электронной оболочки атомов и химической связи, составьте формулы бинарных соединений:
а) Алюминия с Бромом; б) Водорода с Йодом.
68. Определите, в формуле какого соединения у Нитрогена наименьшая, а в какой — наибольшая степень окисления:
 NO , N_2O , NO_2 , N_2 , N_2O_5 , N_2O .

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ называть типы кристаллических решёток;
- ◆ обосновывать физические свойства веществ в зависимости от их строения;
- ◆ прогнозировать физические свойства веществ, зная тип кристаллической решётки.



Вспомните, какие существуют агрегатные состояния вещества, приведите примеры веществ. Чем отличается размещение структурных частиц вещества в разных агрегатных состояниях?

РАЗНООБРАЗИЕ ВЕЩЕСТВ ПО АГРЕГАТНОМУ СОСТОЯНИЮ. Из выученного на уроках природоведения, химии, физики вам известно, что вещества могут находиться в разных агрегатных состояниях.

В обычных условиях большинство веществ находится в твёрдом агрегатном состоянии. Снижая температуру, можно перевести в твёрдое состояние любое жидкое или газообразное вещество. Например, при температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ жидкая вода превращается в твёрдый лёд. При температуре $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ газообразный бесцветный кислород преобразуется в жидкость. При ещё более низкой температуре ($-223\text{ }^{\circ}\text{C}$) кислород становится твёрдым.

Большинство веществ, находящихся в твёрдом агрегатном состоянии, имеют чёткий порядок размещения на определённых расстояниях структурных частиц. Располагаясь в определённом порядке, их структурные частицы образуют **кристаллы**.

Кристаллы — это твёрдые тела, структурные частицы вещества в которых размещены в определённом порядке. Трёхмерное размещение структурных частиц в кристалле называется **кристаллической решёткой вещества**.

Аморфный — не имеющий кристаллического строения. Аморфным является вещество без трёхмерного размещения структурных частиц.

Точки, в которых размещаются эти структурные частицы вещества в кристалле, получили название *узлы решётки*.

Существуют также твёрдые вещества, не имеющие кристаллической структуры. Их называют *аморфными*. В аморфном состоянии находятся смола, стекло, канифоль, сахарный леденец

и др. Структурные частицы в них не образуют кристаллической решётки, так как расположены хаотично. Некоторые вещества, например сера, могут находиться и в аморфном, и в кристаллическом состоянии.

Вам известно, что структурными частицами вещества могут быть атомы, молекулы, ионы. В зависимости от структурных частиц вещества кристаллические решётки разделяют на **ионные, атомные, молекулярные**.

ИОННЫЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ. Они свойственны веществам, образованным ионной химической связью (рис. 33). Размещение ионов в них не хаотичное, а определённым образом упорядоченное. В узлах ионных кристаллических решёток находятся катионы и анионы, которые размещены поочерёдно. Например, в кристалле натрия хлорида каждый катион Натрия окружают шесть анионов Хлора, и наоборот.

Как видно из рисунка 32, ионы Натрия и Хлора в кристалле поваренной соли размещены в шахматном порядке: вокруг каждого иона Na^+ группируются ионы Cl^- , вокруг каждого иона Cl^- — ионы Na^+ . Взаимное притяжение ионов Na^+ и Cl^- обуславливает прочность кристалла.

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ С ИОННОЙ КРИСТАЛЛИЧЕСКОЙ РЕШЁТКОЙ. Особенностью ионных соединений является то, что силы притяжения в них действуют одинаково во всех направлениях. Поэтому ионы в узлах кристаллической решётки прочно связаны, вещества при комнатной температуре твёрдые, а тепловое движение ионов — очень незначительное. Однако нагревание веществ до температуры выше их температуры плавления увеличивает тепловое движение ионов, сила притяжения между ними ослабевает и в конце концов связи между ионами разрываются. Кристалл переходит в жидкое состояние.

Сила взаимодействия между катионами и анионами в кристалле большая, поэтому необходимо много энергии, чтобы его расплавить, и ещё больше, чтобы перевести в парообразное состояние. Этим объясняется высокая твёрдость и тугоплавкость соединений с ионными кристаллическими решётками. Например, температура плавления натрия хлорида — $801\text{ }^\circ\text{C}$. Ионные кристаллические решётки превышают по прочности молекулярные, но уступают атомным; много веществ с ионным типом кристаллической решётки хорошо растворяются в воде.

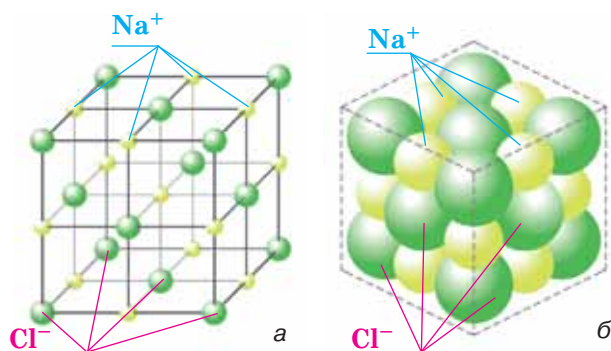


Рис. 32

Модели кристаллов натрия хлорида:
 а — кристаллическая решётка;
 б — упаковка ионов в кристалле



галит (каменная соль) NaCl



натрий гидроксид NaOH



пирит FeS_2

Рис. 33

Вещества с ионным типом кристаллической решётки

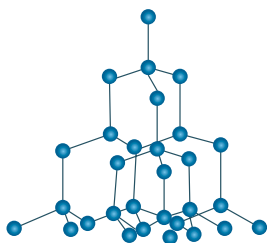


Рис. 34

Алмаз и его кристаллические решётки

АТОМНЫЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ.

В узлах атомных кристаллических решёток находятся атомы. Алмаз (от араб. *almas* — «непреодолимый») — самое твёрдое из известных природных веществ. Высокая твёрдость алмаза обусловлена особенностью его атомных кристаллических решёток. В них каждый атом Карбона окружён такими же атомами, расположенными в вершинах правильного тетраэдра (рис. 34). Такие кристаллические решётки присущи немногим веществам с ковалентной связью, например алмазу, карборунду SiC, силиций(IV) оксиду SiO₂. Вещества с атомными кристаллическими решётками очень твёрдые, тугоплавкие и не растворяются в воде.

МОЛЕКУЛЯРНЫЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ.

В узлах молекулярных кристаллических решёток находятся молекулы веществ с неполярной или полярной ковалентной связью. Среди веществ с молекулярными кристаллическими решётками есть твёрдые при нормальных условиях вещества, например йод (рис. 35, а), большое количество органических веществ, например сахар, глюкоза, спирт. Молекулярными кристаллическими решётками в твёрдом агрегатном состоянии обладают некоторые жидкости (вода) и газы (хлор, углекислый газ, азот, кислород) (рис. 35, б). Молекулы удерживаются слабыми силами межмолекулярного взаимодействия, поэтому могут отрываться от кристалла и переходить в газообразное состояние. То есть требуется не много энергии, чтобы отделить молекулы друг от друга. Вспомните, что для этого воду достаточно слегка нагреть (не говоря уже о кипячении), парафиновую свечу зажечь спичкой, нафталин без упаковки — положить на некоторое время в шкаф.

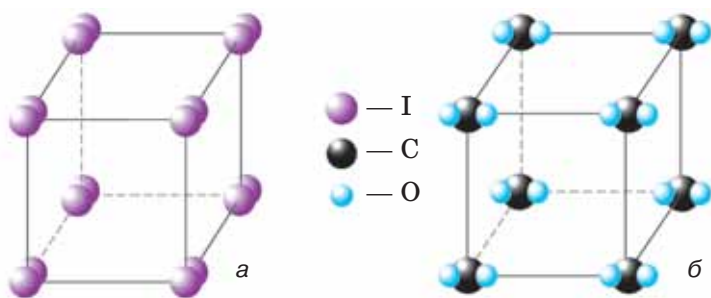


Рис. 35

Модели кристаллических решёток: а — йода; б — углекислого газа

У веществ с молекулярным типом кристаллических решёток вследствие слабого притяжения молекул низкие твёрдость, температура плавления и кипения, летучесть.

Зная вид химической связи в веществе, вы можете не только охарактеризовать его количественный и качественный состав, но и называть физические свойства.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Лабораторный опыт 1.

Ознакомление с физическими свойствами веществ атомного молекулярного и ионного строения

Для проведения опыта вам понадобятся вещества (их вам раздаст учитель), а также вода, спиртовка, стеклянная посуда, держатель пробирки.

Задание. Ознакомьтесь с физическими свойствами полученных веществ и сделайте вывод о зависимости свойств от типов кристаллических решёток веществ.

Домашний эксперимент

Задание. Вырастите кристаллы вещества ионного строения.

Для проведения опыта вам понадобятся: твёрдые вещества (сода, поваренная соль, медный купорос), чистая стеклянная банка, нить, карандаш или похожая на него палочка, скрепка для бумаг, миска, горячая вода, металлическая ложка.

1. Наполните банку горячей водой (чтобы банка не лопнула, поставьте в неё металлическую ложку) и сразу же поместите банку в миску с горячей водой. Это дольше сохранит воду в банке горячей.

2. Добавляйте небольшими порциями одно из твёрдых веществ в банку, пока не увидите, что вещество больше не растворяется.

Растворением в воде вы разрушили кристаллическую решётку вещества и ионы равномерно распределились между молекулами воды!

3. К одному концу нити привяжите скрепку, второй намотайте на карандаш посередине. Положите карандаш посреди отверстия банки так, чтобы скрепка была погружена в раствор. Через несколько дней вы снова вернёте веществу кристаллическое состояние — скрепка покроется кристалликами вещества.



Кратко о главном

- ✓ Свойства веществ зависят от вида химической связи и размещения структурных частиц вещества в кристалле.
- ✓ Кристаллические решётки — это трёхмерное размещение структурных частиц вещества в кристалле.
- ✓ По расположению структурных частиц в кристалле различают ионные, атомные, молекулярные и некоторые другие кристаллические решётки.
- ✓ Вещества с ионной и атомной кристаллическими решётками при нормальных условиях твёрдые.
- ✓ Среди веществ с молекулярными кристаллическими решётками имеются твёрдые, жидкие и газообразные при нормальных условиях вещества.
- ✓ Существует определённая связь между типом кристаллических решёток и физическими свойствами веществ.
- ✓ Зная тип кристаллических решёток, можно спрогнозировать свойства веществ.



Страницка эрудита

Особым кристаллическим строением, отличающимся от рассмотренных, обладают металлы. Более подробно металлические кристаллические решётки вы будете изучать в старшей школе. И всё же, что в них особенного?

Если в узлах атомных кристаллических решёток находятся атомы, а в узлах ионных — ионы, то в узлах металлических кристаллических решёток есть и те, и другие структурные частицы вещества. Вспомните, что у атомов металлических элементов на внешнем энергетическом уровне чаще всего 1–2 электрона. К тому же они непрочны связаны с ядром своего атома и в химических реакциях атом их легко отдаёт. Электроны, потерявшие связь с ядрами своих атомов, становятся общими.

Кристаллические решётки металла можно представить состоящими из атомов, ионов (катионов) и свободных электронов, находящихся в хаотическом движении между структурными частицами решёток.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение кристаллических решёток.
2. Какие типы кристаллических решёток вам известны? Назовите структурные частицы, находящиеся в узлах этих кристаллических решёток.
3. Подумайте, сказывается ли тип кристаллических решёток на свойствах веществ. Аргументируйте свой ответ.

Применяем

69. Укажите тип кристаллических решёток твёрдого вещества с хорошей растворимостью в воде и высокой температурой плавления.
- А ионные
 - Б атомные
 - В молекулярные
70. Укажите тип кристаллических решёток вещества, если оно легкоплавкое, обладает характерным запахом, плохо растворяется в воде.
- А металлические
 - Б атомные
 - В молекулярные
 - Г ионные
71. Какое вещество следует нагреть сильнее, чтобы перевести из твёрдого состояния в жидкое?
- А лёд
 - Б поваренную соль
 - В алмаз
- Объясните почему.
72. На основании знаний о химической связи спрогнозируйте физические свойства веществ:
- а) калий йодида KI ;
 - б) силиция Si ;
 - в) аммиака NH_3 .



Выполнение заданий различной сложности

Предложенные в параграфе задания позволят вам проверить вашу химическую компетентность по теме «Химическая связь и строение вещества». Воспользуйтесь такой возможностью.

Задание 1.

Укажите, какая химическая связь в молекуле воды.

- А ионная
- Б ковалентная полярная
- В ковалентная неполярная
- Г металлическая

Задание 2.

Формулы веществ — H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , PH_3 , CH_4 , HCl , H_2O — распределите на группы формул:

- а) с одной общей электронной парой в молекуле;
- б) с двумя общими электронными парами в молекуле;
- в) с тремя общими электронными парами в молекуле.

Задание 3.

Вещество силан SiH_4 — газообразное, плохо растворимое в воде. Ответьте на вопросы об этом веществе:

1. Какие степени окисления атомов в молекуле? Сделайте соответствующие записи.
2. Сколько неспаренных электронов в электронной оболочке атома Силиция?
3. Какой вид химической связи в молекуле?
4. Сколько общих электронных пар образует атом Силиция с атомами Гидрогена в молекуле силана SiH_4 ?
5. За счёт чего у атома Силиция изменилось количество неспаренных электронов?

Задание 4.

Завершите схемы преобразований нейтральных атомов в ионы.

- а) $Cu^0 - 1e \rightarrow$
- б) $Cu^0 - 2e \rightarrow$
- в) $F^0 + 1e \rightarrow$
- г) $S^0 + 2e \rightarrow$

Задание 5.

Укажите, какие частицы находятся в узлах кристаллических решёток:

- а) воды;
- б) графита;
- в) калий оксида;
- г) йода.

Задание 6.

В электронной оболочке атома химического элемента 6 *s*-электронов и 9 *p*-электронов. Какой вид химической связи у атомов этого элемента в соединении с Гидрогеном?

Задание 7.

Спрогнозируйте вид химической связи между атомами со следующими электронными формулами внешнего энергетического уровня: $...3s^1$ и $...3s^23p^4$. Напишите схему образования химической связи.

Задание 8.

Укажите тип кристаллических решёток в бинарном соединении элементов с протонными числами 3 и 17.

- А атомные
- Б молекулярные
- В ионные
- Г металлические

Задание 9.

Расположите формулы оксидов по возрастанию степени окисления элементов.

- А B_2O_3
- Б N_2O_5
- В Cs_2O
- Г MnO_2

Задание 10.

Укажите пары структурных частиц вещества, с которыми у иона Магния одинаковое электронное строение.

- А атом Аргона и катион Калия
- Б атом Неона и катион Алюминия
- В атом Гелия и катион Натрия
- Г атом Неона и анион Флуора

После выполнения заданий оцените свою компетентность в знаниях и понимании понятий химической связи и строения вещества. Подумайте, где в реальной жизни вы сможете использовать полученные знания.



Тема 3. КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

*Химические формулы рассказывают химику
целую историю вещества.
(Д. И. Менделеев)*

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



Материал темы позволит вам:

- ♦ овладеть понятиями: количество вещества, молярная масса, молярный объём газов, относительная плотность газов, число Авогадро;
- ♦ пояснять суть такой физической величины, как количество вещества;
- ♦ на конкретных примерах понять, как химия связана с математикой;
- ♦ осознать количественные отношения веществ в химических реакциях;
- ♦ самостоятельно выполнять математические вычисления:
 - числа частиц (атомов, молекул, ионов) в определённом количестве вещества, массе, объёме;
 - массы количества вещества по химической формуле и количества вещества по известной массе;
 - объёма определённой массы или количества вещества известного газа в нормальных условиях;
 - с использованием относительной плотности газов;
- ♦ устанавливать и понимать взаимосвязь между такими физическими величинами, как масса, объём, количество вещества;
- ♦ развивать навыки самообразования и способность к самостоятельной исследовательской деятельности.



Количество вещества.

Единица количества вещества.

Число Авогадро

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ уяснить суть понятий: количество вещества, моль, число Авогадро;
- ♦ называть единицу измерения количества вещества и характеризовать её;
- ♦ выполнять расчёты с использованием указанных понятий.

Поскольку размеры структурных частиц веществ (атомов, молекул, ионов) поразительно малы, в химических реакциях их не считают, а оперируют массой или объёмом реагентов и продуктов реакции. Как взять такие порции веществ, чтобы структурных частиц было достаточно для получения продукта реакции нужных массы или объёма? Для этого необходимо:

- ♦ понимать суть физической величины *количество вещества*, вычислять его;
- ♦ знать о связи между числом структурных частиц вещества, обозначенных химическими формулами, и коэффициентами в уравнении химической реакции.

КОЛИЧЕСТВО ВЕЩЕСТВА. Вам известны такие *физические величины*, как время, масса, длина, объём, плотность, температура и др. С ними в повседневной жизни приходится сталкиваться довольно часто. Однако это не весь перечень величин, с помощью которых можно *сравнивать* и *различать* вещества. Существует ещё одна физическая величина — *количество вещества*. Наряду с массой и объёмом она является основной величиной в химии.

Количество вещества, обозначаемое греческой буквой ν («ню») — это физическая величина, которая определяется числом структурных частиц (атомов, молекул, ионов) вещества, которые содержатся в определённой его порции.

Рассмотрим пример.

Порция воды объёмом 18 мл (примерно одна столовая ложка) при комнатной температуре имеет массу 18 г, поскольку плотность воды составляет 1 г / мл. Это для вас привычные числа. А приходилось ли вам иметь дело с таким числом, как 602 000 000 000 000 000 000 000? Именно столько молекул содержится в порции воды объёмом 18 мл! Согласитесь, сосчитать такое количество молекул воды (или число структурных частиц любого другого вещества) не представляется возможным, если не использовать физическую величину *количество вещества*.

МОЛЬ — МЕРА КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА. Для каждой физической единицы существует эталон, сравнивая с которым, выполняются измере-

ния, и способы или приборы для измерений.

При введении той или иной физической величины сразу предлагают единицы её измерения. Например, для измерения массы ввели килограмм (*кг*) и производные от него — *мг*, *г*, *т*; для измерения длины ввели метр (*м*) и производные от него единицы *мм*, *см*, *км*.

А в каких единицах измеряют количество вещества? Существует ли его эталон? Да. За единицу измерения количества вещества приняли *моль*. Если большинство единиц физических величин ввели в обиход давно, то единицу количества вещества *моль* — только в 1971 г. В переводе «моль» означает «множество».



Вспомните обозначения и единицы измерения времени, массы, длины, объёма, плотности, температуры.

Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных частиц (атомов, молекул и т. д.) конкретного вещества, сколько атомов содержится в 12 г изотопа Карбона ^{12}C .

Так сколько же атомов Карбона в порции изотопа Карбона массой 12 г?

ЧИСЛО АВОГАДРО. Порция самой лёгкой разновидности атомов Карбона массой 0,012 кг, или 12 г, содержит 602 000 000 000 000 000 000 000 её структурных частиц, то есть атомов. Это число определили экспериментально и в честь итальянского учёного Амедео Авогадро назвали *числом Авогадро* (обозначается N_A). Чтобы представить, насколько оно огромное, рассмотрим сравнение. Если всю воду гидросферы нашей планеты измерить стаканами ёмкостью 200 мл, то получим число, которое будет только миллиардной частью числа Авогадро!

Поэтому сокращённо число Авогадро записывают так: $6,02 \cdot 10^{23}$.

Согласитесь, такой записью числа Авогадро пользоваться удобнее, чем целым числом с 21 нулём. В дальнейшем для удобства мы будем записывать число Авогадро в стандартном виде, то есть $6,02 \cdot 10^{23}$.



Вспомните: изучая в 7 классе атомную единицу массы, вы узнали, что в природе преобладает более лёгкий нуклид Карбона, в котором 6 протонов и 6 нейтронов. Тогда как более тяжёлый нуклид Карбона представлен атомами, ядра которых состоят из 6 протонов и 7 нейтронов, и в природе его небольшой процент.

Число Авогадро (N_A) — одна из важнейших постоянных величин в естественных науках. Это универсальное число, указывающее на количество структурных частиц в одном моле вещества, независимо от его агрегатного состояния.

$$N_A = \frac{602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000}{1 \text{ моль}} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ моль}^{-1}.$$



Страницка эрудита

Амедео АВОГА́ДРО (1776–1856) — итальянский химик и физик, первым начал систематически исследовать количественный и качественный состав веществ на основе соотношения объёмов газообразных веществ, из которых они образовались. Ему принадлежат правильные записи формул: воды (H_2O вместо HO), углекислого газа (CO_2 вместо CO), угарного газа (CO вместо C_2O) и др.

В 1811 г. Авогадро открыл закон, который до сих пор является общепризнанным: в одинаковых объёмах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое количество молекул. Закон назван в честь его первооткрывателя.

Учёный также предположил, что молекулы водорода, кислорода, азота двухатомные. В его честь число формульных единиц, содержащихся в 1 моль какого-либо вещества, назвали числом Авогадро.

Минерал авогадрит металлического элемента Цезия (протонное число 55) также назван в честь учёного.

ЕДИНИЦА ИЗМЕРЕНИЯ КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА. Единицу измерения количества вещества также назвали **моль**. Ознакомьтесь с примерами записи с использованием этой единицы: вода количеством вещества **1 моль**, сахар количеством вещества **2 моль**, углекислый газ количеством вещества **5 моль** и т. д.

Обратите внимание! Окончание в слове «моль» не изменяется, если оно записано после цифры. Если же запись сделана без цифры, то окончание изменяется согласно падежу. Например: «*Сколько молей кислорода выделится, если разложить калий перманганат количеством вещества 4 моль?*»; «*В одном моле воды содержится число Авогадро молекул*».

Теперь вы знаете, что каким бы ни было вещество по составу (простым, сложным) или строению (атомного, молекулярного, ионного строения), его порция количеством вещества 1 моль содержит число Авогадро структурных частиц (атомов, молекул, ионов).

Пример 1. Графит (C) — вещество **атомного** строения. Следовательно, 1 моль этого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ *атомов* Карбона.

Пример 2. Вода (H_2O) — вещество **молекулярного** строения. Следовательно, 1 моль этого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ *молекул* H_2O .

Пример 3. Натрий хлорид (NaCl) — вещество ионного строения. Тогда что является его структурными частицами? Ответ однозначен — ионы: катионы Na^+ и анионы Cl^- . Сколько и каких структурных частиц в 1 моль этого вещества? Формулой NaCl обозначено один ион Натрия и один ион Хлора. Следовательно, 1 моль этого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ *ионов Натрия* и $6,02 \cdot 10^{23}$ *ионов Хлора*.



Пример 4.

Формула CaCl_2 обозначает один ион Кальция и два иона Хлора. Следовательно, 1 моль этого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов Кальция и $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 12,04 \cdot 10^{23}$ анионов Хлора.

К структурным частицам веществ различного состава применяют общее название — **формульные единицы вещества**.

Фóрмульная единица вещества — это совокупность частиц, которая отображена химической формулой вещества.

Например, формульная единица веществ, структурными частицами которых являются атомы, — атом. Для веществ, структурными частицами которых являются молекулы, формульная единица — молекула. А для веществ, структурными частицами которых являются ионы, формульная единица — совокупность ионов, отражённая в её химической формуле.

Вы уже привыкли оперировать такими физическими величинами, как масса и объём веществ и тел, умеете пользоваться приборами для их измерения (рис. 36). В отличие от других физических величин, приборов для измерения количества вещества не существует.

Тогда как измерить, например, порцию воды количеством вещества 2 моль? Ответ на этот вопрос вы получите, выяснив в следующем параграфе суть понятия «молярная масса».



Рис. 36 Измерительные приборы

Приборов для измерения количества вещества не существует.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание 1. Разработайте план проведения эксперимента по определению плотности веществ, из которых изготовлены металлические и пластмассовые скрепки.

Задание 2. Если у вас есть такие скрепки и возможность сделать все необходимые измерения, реализуйте свой план на практике и выясните, во сколько раз плотность одного материала больше плотности другого.



Кратко о главном

- ✓ Для характеристики веществ используют различные физические величины. Одной из них является количество вещества (ν).
- ✓ Физическую величину количество вещества ввели для обозначения числа структурных частиц вещества в определённой его порции.
- ✓ Количество вещества измеряется в молях. Моль — это количество вещества, содержащее число Авогадро структурных частиц (атомов, молекул или других формульных единиц) определённого вещества.
- ✓ Число Авогадро обозначается N_A и равно 602 000 000 000 000 000 000 000, или $6,02 \cdot 10^{23}$, структурных частиц.



Страницка эрудита

Mole day — День моля (крота, родинки) — отмечается ежегодно 23.10 с 6.02 утра до 6.02 вечера. Он знаменует число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$), которое является основной единицей измерения в химии. Таким оригинальным способом решили повысить интерес учащихся к химии. Школы по всей территории США и во многих странах мира празднуют Mole day, проводя различные мероприятия, связанные с химией.

Эту необычную идею предложил Маури Ойлер, учитель химии в обычной школе в Соединённых Штатах Америки. В 1991 г. он вышел на заслуженный отдых и стал «отцом» национального фонда Дня моля.

На деньги, собранные благодаря усилиям представителей этого фонда, 23 октября в школах и вузах США проводятся олимпиады, творческие конкурсы, выставки научных работ по химии. А тем, кто давно окончил школу, праздник напоминает, что такое моль и что им измеряют.

Знаем, понимаем

1. Назовите известные вам физические величины и единицы их измерения.
2. Что означает физическая величина *количество вещества* и в каких единицах она измеряется?
3. Назовите число Авогадро. Что оно обозначает?
4. Объясните, в чём заключается особенность физической величины *количество вещества* по сравнению с другими физическими величинами, которые используются для характеристики веществ.

Применяем

73. Вычислите, сколько атомов Гидрогена и Оксигена содержится в порции воды количеством вещества 5 моль.
74. Составьте формулу бинарного соединения Гидрогена и Сульфюра, в которой валентность Сульфюра равна II. Сколько молекул насчитывается в его порции количеством вещества 4 моль?

§ 25.

Молярная масса. Вычисления по химической формуле массы данного количества вещества и количества вещества по известной массе

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ усвоить понятие «молярная масса»;
- ◆ выяснить, в каких единицах измеряется молярная масса;
- ◆ определять молярную массу по химической формуле вещества;
- ◆ вычислять по химической формуле массу данного количества вещества;
- ◆ вычислять количество вещества по известной массе порции вещества.

МОЛЯРНАЯ МАССА. Понятие *молярной массы* введено для определения соотношения *количества вещества* (ν) и *массы* (m), характеризующих порцию вещества.

Молярная масса (M) — это отношение массы некоторой порции вещества к количеству вещества в этой порции.

То есть молярная масса является величиной, которая характеризует вещество, и измеряется в килограммах на моль $\left(\frac{\text{кг}}{\text{моль}}\right)$ или в граммах на моль $\left(\frac{\text{г}}{\text{моль}}\right)$. Следует отметить, что в химии в основном используют единицу измерения $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Молярную массу определяют по формуле: $M = \frac{m}{\nu}$.

Зная массу порции вещества и количество вещества в ней, по этой формуле вычисляют молярную массу вещества.

КАК ВЫЧИСЛЯЮТ МОЛЯРНУЮ МАССУ ВЕЩЕСТВА.

Пример 1.

Определить молярную массу вещества, если количество вещества порции массой 40 г равно 0,5 моль.

Д а н о:
 $m_{\text{в-ва}} = 40 \text{ г}$
 $\nu = 0,5 \text{ моль}$

$M_{\text{в-ва}} = ?$

Р е ш е н и е

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

$$M = \frac{40 \text{ г}}{0,5 \text{ моль}} = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

О т в е т: молярная масса вещества равна $80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Пример 2.

Если взять порции разных веществ, массы которых равны их относительным молекулярным массам, например 12 г углерода (C), 18 г воды (H₂O), 58,5 г натрия хлорида (NaCl), и массу каждой порции разделить на абсолютную массу структурной частицы вещества, то во всех случаях частное от деления составит $6,02 \cdot 10^{23}$, то есть будет равно числу Авогадро.

Несмотря на разную относительную молекулярную массу веществ, в их порциях массой, равной относительной молекулярной массе веществ, содержится число Авогадро структурных частиц. Это имеет важное значение для вычислений молярной массы веществ по их химической формуле.



Вспомните из 7 класса, как вычислить относительную молекулярную массу вещества.

Чтобы определить молярную массу вещества, сначала необходимо вычислить относительную молекулярную массу вещества по химической формуле. После этого найденное число перевести в единицы молярной массы, то есть в $\frac{\Gamma}{\text{моль}}$.

Поработайте группами

Рассмотрите примеры вычисления молярной массы веществ.

Пример 3.

Вычисление молярной массы углекислого газа CO₂.

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\Gamma}{\text{моль}}.$$

Следовательно, 1 моль углекислого газа CO₂ — вещества молекулярного строения — имеет массу 44 г и содержит число Авогадро молекул.

Пример 4.

Вычисление молярной массы купрум(II) оксида CuO.

$$M_r(\text{CuO}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 64 + 16 = 80.$$

$$M(\text{CuO}) = 80 \frac{\Gamma}{\text{моль}}.$$

Следовательно, один моль купрум(II) оксида CuO — вещества немолекулярного строения — имеет массу 80 г и также содержит число Авогадро формульных единиц вещества CuO.

Масса одного моля любого вещества равна его относительной молекулярной массе и содержит число Авогадро формульных единиц вещества.

ВЫЧИСЛЕНИЕ ПО ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЕ МАССЫ ДАННОГО КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА. Эти вычисления проводят, исходя из формулы:

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Масса порции вещества равна значению произведения молярной массы вещества на количество вещества: $m = M \cdot \nu$.

Пример 5. Вычислить массу порции сульфур(VI) оксида количеством вещества 4 моль.

Д а н о:
 $\nu(\text{SO}_3) = 4$ моль

$m(\text{SO}_3) - ?$

Р е ш е н и е

$$m = M \cdot \nu$$

$$A_r(\text{S}) = 32$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$1) M_r(\text{SO}_3) = 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 80;$$

$$M(\text{SO}_3) = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

$$2) m(\text{SO}_3) = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 4 \text{ моль} = 320 \text{ г}.$$

О т в е т: масса порции сульфур(VI) оксида количеством вещества 4 моль равна 320 г.

ВЫЧИСЛЕНИЕ КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА ПО ИЗВЕСТНОЙ МАССЕ ПОРЦИИ ВЕЩЕСТВА. Если известны масса порции вещества и молярная масса вещества, количество вещества вычисляют по формуле:

$$\nu = \frac{m}{M}.$$

Пример 6. Вычислить количество вещества в порции алюминий оксида Al_2O_3 массой 20,4 г.

Д а н о:
 $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4$ г

$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$

Р е ш е н и е

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

$$A_r(\text{Al}) = 27$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$1) M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102;$$

$$2) M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \frac{\text{г}}{\text{моль}};$$

$$3) \nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4 \text{ г} : 102 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

О т в е т: количество вещества в порции алюминий оксида Al_2O_3 составляет 0,2 моль.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Наверное, у каждого из вас дома есть мерная посуда для сыпучих или жидких веществ, а также оборудование для взвешивания.

Задание 1. Воспользовавшись мерной посудой и прибором для взвешивания, отмерьте порции нескольких веществ, формулы которых вам известны (например, поваренная соль, питьевая сода, сахар, вода и т. д.), количеством вещества 1 моль.

Задание 2. Сравните массы порций и выясните, 1 моль какого из веществ самый лёгкий, а какого — самый тяжёлый.

Сделайте *вывод*, почему, имея одинаковое число формульных единиц, отмеренные вами порции веществ различаются по массе.



Страничка эрудита

Узнаем, как можно устанавливать формулу бинарного вещества, пользуясь величиной «количество вещества».

Пример 7. В порции бинарного вещества массой 5,82 г содержится 3,9 г Цинка, 1,92 г Сульфура. Установите формулу вещества, если разница между молярной массой кальций карбоната CaCO_3 и молярной массой искомого вещества равна $3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Дано:

$$m(\text{Zn}_x\text{S}_y) = 5,82 \text{ г}$$

$$m(\text{Zn}) = 3,9 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 1,92 \text{ г}$$

$$\text{Zn}_x\text{S}_y - ?$$

Решение

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

$$M(\text{Zn}) = 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}; \quad M(\text{S}) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Вычислим количество вещества Цинка (Zn) в порции вещества Zn_xS_y массой 5,82 г: $v(\text{Zn}) = 3,9 \text{ г} : 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,06 \text{ моль}$.

2. Вычислим количество вещества Сульфура (S) в порции вещества Zn_xS_y массой 6,02 г: $v(\text{S}) = 1,92 \text{ г} : 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,06 \text{ моль}$.

3. Соотношение количества вещества Цинка (Zn) и Сульфура (S) составляет: $(\text{Zn}) : (\text{S}) = 0,06 : 0,06$, или $1 : 1$.

Таким образом, простейшая формула вещества — ZnS .

4. Определим молярную массу по простейшей формуле ZnS .

$$M_r(\text{ZnS}) = 65 + 32 = 97 \quad M(\text{ZnS}) = 97 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

5. Установим разницу между молярными массами кальций карбоната и формулой ZnS .

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \quad M(\text{CaCO}_3) = 100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$100 \frac{\text{г}}{\text{моль}} - 97 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$. Найденная разница соответствует указанной

в условии задачи. Следовательно, простейшая формула является окончательной.

О т в е т: формула вещества — ZnS .

Кратко о главном

- ✓ Молярная масса M — это масса одного моля вещества. Она равна его относительной молекулярной массе.
- ✓ Молярную массу вещества вычисляют по формуле $M = \frac{m}{\nu}$.
- ✓ Производные формулы $\nu = \frac{m}{M}$ и $m = M \cdot \nu$ позволяют определить молярную массу вещества и массу порции вещества по известному количеству вещества.
- ✓ Один моль вещества любого строения содержит число Авогадро его формульных единиц.

Знаем, понимаем

1. Что называется молярной массой вещества?
2. Какая зависимость существует между молярной и относительной молекулярной массами вещества?
3. По какой формуле можно вычислить молярную массу вещества, если известны масса и количество вещества в порции вещества?

Применяем

75. Определите молярные массы веществ по следующим данным:
- а) порция вещества имеет массу 22,4 г, что соответствует количеству вещества 0,4 моль;
 - б) порция вещества имеет массу 120 г, что соответствует количеству вещества 3 моль.
76. Вычислите количество вещества в порции летучего соединения Карбона с Гидрогеном массой 8 г.
77. Установите соответствие между формулами веществ и их молярными массами.
- | | |
|------------------|------|
| 1 PH_3 | А 20 |
| 2 SiH_4 | Б 32 |
| 3 O_3 | В 34 |
| 4 HF | Г 48 |
| | Д 81 |
78. Расположите по возрастанию количества вещества указанные порции веществ.
- А вода массой 54 г
 - Б кислород массой 48 г
 - В азот массой 56 г
 - Г натрий массой 23 г
79. Какой должна быть масса порции воды, чтобы в ней содержалось столько же молекул, сколько их в 1 кусочке рафинированного сахара массой 5 г? (Молекула сахара состоит из 12 атомов Карбона, 22 атомов Гидрогена и 11 атомов Оксигена.)
80. Средняя суточная потребность взрослого человека в поваренной соли составляет около 5 г, в сахаре — около 50 г. Вычислите, какому количеству вещества соответствует среднесуточная потребность человека в каждом из этих жизненно необходимых для него веществ.

§ 26.

Молярный объём газов. Закон Авогадро. Вычисления с его использованием

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ узнать о молярном объёме газов при нормальных условиях;
- ◆ устанавливать взаимосвязь между физическими величинами (массой, молярной массой, молярным объёмом, количеством вещества);
- ◆ вычислять объём определённой массы или количества вещества газа при нормальных условиях.

Как вам известно, вещества могут находиться в твёрдом, жидком и газообразном агрегатных состояниях. Особенность газообразного состояния заключается в том, что между молекулами, которые являются структурными частицами газов, расстояния в тысячи раз больше, чем расстояния между структурными частицами жидкого, а тем более — твёрдого вещества.

СРАВНЕНИЕ ОБЪЁМОВ ВЕЩЕСТВ РАЗНЫХ АГРЕГАТНЫХ СОСТОЯНИЙ КОЛИЧЕСТВОМ ВЕЩЕСТВА 1 МОЛЬ. Моль воды при комнатной температуре и атмосферном давлении занимает объём 18 мл (примерно 1 столовая ложка). По сравнению с объёмом, который в колбе занимает 1 моль воды, объём 1 моль мелкокристаллического натрия хлорида в три раза больше, а объём 1 моль сахара — почти в 20 раз больше (рис. 37). При этих же условиях азот количеством вещества 1 моль занимает в закрытом сосуде почти в 1240 раз больший объём, чем столовая ложка.

Рассмотрите рисунок 37 и убедитесь, что разница объёмов жидкой воды и твёрдого вещества натрия хлорида или сахара заметна, но не настолько велика, как у азота.

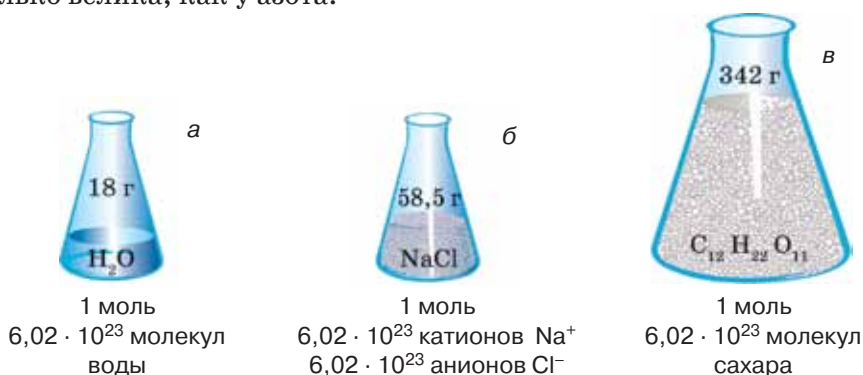


Рис. 37

Сравнение объёмов воды (а), натрия хлорида (б), сахара (в) количеством вещества 1 моль

МОЛЯРНЫЙ ОБЪЁМ ГАЗОВ. Вычислим, чему равен объём азота (в литрах) количеством вещества 1 моль и других газов. Для этого вос-

пользуемся такой известной вам физической характеристикой вещества, как *плотность* (ρ), и формулой для её определения:

$$\rho = \frac{m}{V}. \text{ Следовательно: } V = \frac{m}{\rho}.$$

Поскольку давление и температура существенно влияют на объём газов, для проведения вычислений выберем одинаковые температуру (0°C) и давление (1 атм (101,3 кПа)).

Температура 0°C и давление 101,3 кПа получили название **нормальные условия**. Нормальные условия сокращённо обозначают первыми буквами с точкой после каждой в круглых скобках — (н.у.).

Вычисление объёма азота количеством вещества 1 моль начнём с нахождения его относительной молекулярной массы:

$$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28.$$

Как вы знаете, молярная масса вещества равна относительной молекулярной, поэтому

$$M(\text{N}_2) = 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Плотность азота при нормальных условиях равна $1,25 \frac{\text{г}}{\text{л}}$.

По формуле $V = \frac{m}{\rho}$ определим молярный объём азота при нормальных условиях:

$$V(\text{N}_2) = 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}} : 1,25 \frac{\text{г}}{\text{л}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}.$$

Следовательно, азот количеством вещества 1 моль при нормальных условиях занимает объём 22,4 л. Заметим, что вычисленный при других условиях объём будет иметь другие значения. Например, при 20°C (комнатной температуре) и давлении 101,3 кПа он равен 24 л, а при температуре 100°C и таком же давлении — 30,6 л.

Вычислите молярный объём кислорода при нормальных условиях, если его плотность равна $1,429 \frac{\text{г}}{\text{л}}$.

При правильном выполнении вами всех записей и математических действий вы получите *результат* $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$ (округлённо).

Если бы вы продолжили вычислять при нормальных условиях молярный объём других газов, то получили бы значения, близкие к 22,4 л (рис. 38).

Одной из величин, характеризующей любое газообразное вещество в нормальных условиях, является **молярный объём** (V_m). Молярный объём газообразного вещества при нормальных условиях записывают V_m , и он равен $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$.

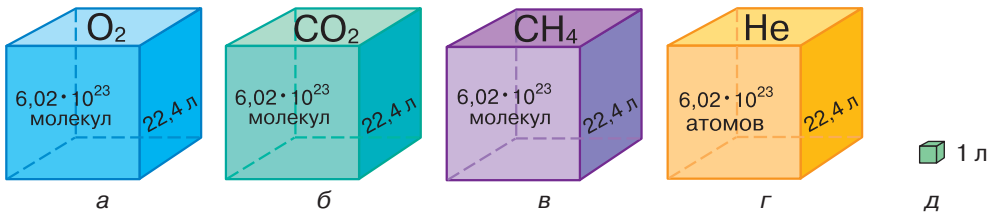


Рис. 38 Объём 1 моль газообразных веществ

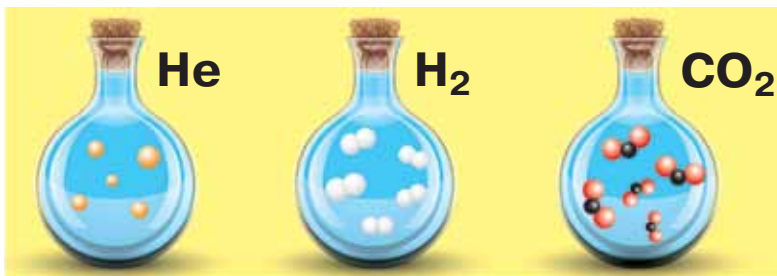
Зная, что молярные объёмы различных газов при одинаковых условиях одинаковы, вычислите устно объём 2 моль каждого из указанных на рисунке 38 газов и получите ещё одно подтверждение сделанного вывода.

ЗАКОН АВОГАДРО. В начале XIX в. Амедео Авогадро вывел закономерность, которая вошла в историю науки как закон **Авогадро**.

Закон Авогадро формулируется так: в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Вы уже знаете, что при нормальных условиях 1 моль газа занимает объём 22,4 л и количество молекул в нём равно $6,02 \cdot 10^{23}$.

Следовательно, если порции различных газов при одинаковых условиях содержат одинаковое количество вещества, то они будут занимать равные объёмы.



$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль
22,4 л
4 г

$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль
22,4 л
2 г

$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль
22,4 л
44 г

Вы, очевидно, обращали внимание на то, что самой используемой физической величиной для жидкостей является объём, тогда как для твёрдых веществ — масса. Это потому, что твёрдые вещества сохраняют свою форму, а жидкости — нет (они принимают форму сосуда, в котором находятся). В этом отношении газы подобны жидкостям, поскольку собственной формы у них тоже нет.

ВЫЧИСЛЕНИЯ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ МОЛЯРНОГО ОБЪЁМА ГАЗОВ. Если известно количество вещества в порции газа, то благодаря молярному объёму легко вычислить её объём и наоборот.

Пример 1. Вычислите объём азота количеством вещества 0,5 моль.

Решение

Вспользуемся формулой $V = \nu \cdot V_m$.

$$V(\text{N}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 11,2 \text{ л.}$$

О т в е т: объём азота количеством вещества 0,5 моль составляет 11,2 л.

Поработайте группами

Ознакомьтесь с условием и решением примера 2.

Пример 2. Чему равно количество вещества карбон(II) оксида в порции объёмом 112 л?

Решение

Вспользуемся формулой $\nu = \frac{V}{V_m}$.

$$\nu(\text{CO}) = 112 \text{ л} : 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 5 \text{ моль.}$$

О т в е т: количество вещества карбон(II) оксида CO составляет 5 моль.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя.

Мысленный эксперимент. Два сосуда одинаковой массы и объёма заполнили кислородом и углекислым газом и каждый плотно закрыли притёртыми пробками.

Задание. Как, не открывая сосудов, можно доказать, в каком из них содержится кислород, а в каком — углекислый газ?

Кратко о главном

- ✓ Нормальные условия (н.у.) — температура 0 °С и давление 101,3 кПа.
- ✓ Порция какого-либо газа количеством вещества 1 моль занимает объём 22,4 л при нормальных условиях.
- ✓ Объём 1 моль любого газа получил название молярного объёма и обозначается V_m .

- ✓ Итальянский учёный Амедео Авогадро открыл закон, названный в его честь законом Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.
- ✓ Для вычисления объёма порции газа необходимо количество вещества в этой порции умножить на молярный объём: $V = \nu \cdot V_m$.
- ✓ Плотность газов вычисляют по формуле $\rho = \frac{m}{V}$.



Страницка эрудита

Теперь вы знаете, что количество вещества ν для газа можно вычислить, если известна масса или объём его порции. То есть для одной и той же порции газообразного вещества уместны две формулы: $\nu = \frac{m}{M}$ и $\nu = \frac{V}{V_m}$. Исходя из этого:

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

Следовательно можно определить массу порции вещества, его объём и молярную массу вещества: $m = \frac{M \cdot V}{V_m}$ (1); $V = \frac{m \cdot V_m}{M}$ (2); $M = \frac{m \cdot V_m}{V}$ (3).

Все три формулы широко используются в химической практике. К примеру, если в формулу 1 подставить значение объёма известного вещества, то вычислим массу порции этого вещества. Если же в формулу 2 подставить значение массы порции известного вещества, то вычислим объём этой порции (н.у.).

Молярную массу неизвестного вещества можно вычислить с помощью одного действия по формуле 3. Для этого нужно знать массу и объём порции вещества.

Знаем, понимаем

1. Что понимают под молярным объёмом газов? Какие условия получили название нормальных?
2. Исследуйте по рисунку 38 (с. 140), какой объём занимают различные газы (н.у.) количеством вещества 1 моль.
3. Исследуйте по рисунку 38, какой объём занимает 1 моль любого газообразного вещества при нормальных условиях.

Применяем

81. Вычислите молярный объём водорода при нормальных условиях, если его плотность равна 0,089285 г/л.
82. Каково количество вещества кислорода, измеренное при нормальных условиях, в сосуде объёмом 56 л?
83. Какой объём при нормальных условиях занимает углекислый газ массой 88 г?
84. Какой объём (н.у.) занимает порция азота, содержащая $24,08 \cdot 10^{23}$ атомов?
85. Подумайте, больший или меньший объём займёт кислород количеством вещества 1 моль при температуре 40 °С, чем при нормальных условиях.

§ 27.

Относительная плотность газов. Вычисления с использованием относительной плотности газов

При изучении веществ и явлений не обойтись без сравнений. Их осуществляют по различным характеристикам — массе, размерам, зарядам структурных частиц, физическим или химическим свойствам и т. п. Вы уже знакомы с такой физической величиной, как *плотность* (её ещё называют истинная плотность), которую обозначают ρ . Она является характеристикой вещества, количественно определяемой отношением массы к объёму в абсолютно плотном состоянии (без учёта пор, трещин): $\rho = \frac{m}{V}$

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ давать определение относительной плотности газов;
- ♦ различать плотность вещества и относительную плотность газов;
- ♦ вычислять относительную плотность газа по другому газу.

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗОВ.

Для газов достаточно применяемым признаком сравнения является не истинная, а **относительная плотность газов** (обозначается буквой латинского алфавита D , произносится «дэ»).

Относительная плотность одного газа по другому газу (D) — это отношение плотности одного газа (ρ_1) к плотности другого газа (ρ_2),

измеренных в одинаковых условиях: $D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$.

Поскольку плотность — это масса одного объёма вещества, а молярный объём всех газов при нормальных условиях одинаков — 22,4 л, делаем вывод о том, что плотности газов относятся между собой, как их молярные массы. Вам известно, что молярные массы численно равны относительным молекулярным массам веществ. Следовательно относительная плотность

газов может быть вычислена по формуле: $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$, где M_{r1} — относительная молекулярная масса одного газа; M_{r2} — относительная молекулярная масса другого газа, по которому определяют плотность.

Внизу справа после буквы D пишут формулу газа, относительно которого вычисляют плотность другого газа. Например, плотность по водороду обозначается $D(\text{H}_2)$, плотность по кислороду — $D(\text{O}_2)$.

Формула для вычисления относительной плотности одного газа по другому $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$ указывает на то, что следует вычислять относительные молекулярные массы обоих газов.

Как и относительная молекулярная масса, относительная плотность газа — величина безразмерная, потому что показывает, во сколько раз один газ легче или тяжелее другого.

ВЫЧИСЛЕНИЕ ПЛОТНОСТИ ОДНОГО ГАЗА ПО ДРУГОМУ. Относительную плотность газов можно вычислять по любому газу — водороду, кислороду (рис. 39), углекислому газу и т. п., а также по газообразным смесям, хотя чаще всего её определяют по водороду и воздуху. Если говорят о газообразных смесях веществ, то речь идёт о *средней относительной молекулярной массе смеси*, установленной на основании вычисления массы смеси при нормальных условиях в объёме 22,4 л.

Средняя относительная молекулярная масса воздуха при нормальных условиях равна 29.

Это означает, что порция воздуха объёмом 22,4 л при нормальных условиях имеет массу 29 г.

ВЫЧИСЛЕНИЯ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ПЛОТНОСТИ ГАЗОВ.

Пример 1.

Вычислите относительную плотность кислорода по водороду (D_{H_2}).

Решение

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32;$$

$$M_r(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2.$$

Вычисления проведём по формуле:

$$D = \frac{M_r(\text{кислорода})}{M_r(\text{водорода})}. \quad D_{\text{H}_2} = \frac{32}{2} = 16.$$

От в е т: плотность кислорода по водороду равна 16, то есть кислород в 16 раз тяжелее водорода.

Каждый раз, определяя относительную плотность газа по водороду, в знаменателе приходится записывать число 2 (именно такова относительная молекулярная масса этого вещества). Поэтому относительную плотность газов по водороду вычисляют по формуле:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{газа})}{2}$$

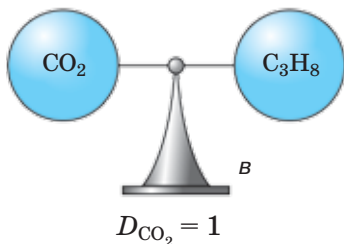
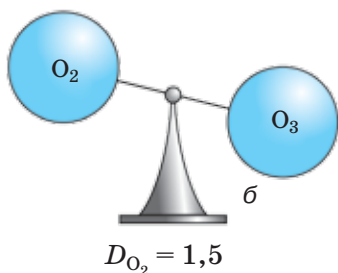
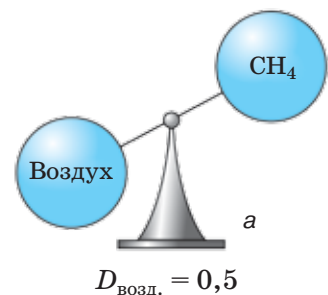


Рис. 39

Относительные плотности газов:

а — метана по воздуху;

б — озона по кислороду;

в — пропана по углекислому газу.

На практике чаще всего приходится вычислять относительную плотность газа по воздуху. Поскольку относительная молекулярная масса воздуха равна 29, то относительную плотность по воздуху вычисляют по формуле:

$$D_{\text{возд.}} = \frac{M_r(\text{газа})}{29}. \text{ Следовательно: } M_r = D_{\text{возд.}} \cdot 29.$$



Вспомните! В 7 классе вы изучали добычу и сборку кислорода. Как следует располагать сосуд для сбора газа образного вещества, чтобы наполнить его газом способом вытеснения воздуха?

Пример 2.

Вычислите относительную плотность кислорода по воздуху ($D_{\text{возд.}}$).

Решение

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32; \quad M_r(\text{возд.}) = 29;$$

$$D_{\text{возд.}} = \frac{32}{29} = 1,1.$$

Ответ: относительная плотность кислорода по воздуху равна 1,1.

Как видим, кислород несколько тяжелее воздуха, поэтому для его сбора вытеснением воздуха сосуд располагают вниз дном.

Пример 3.

Вычислите относительную плотность водорода по воздуху ($D_{\text{возд.}}$).

Решение

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2; \quad M_r(\text{возд.}) = 29;$$

$$D_{\text{возд.}} = \frac{2}{29} = 0,07.$$

Ответ: относительная плотность водорода по воздуху равна 0,07.

В рассмотренных примерах кислород тяжелее водорода и воздуха, тогда как водород легче воздуха. Эти и другие примеры доказывают: если относительная плотность газа больше единицы, то он тяжелее того, с которым его сравнивают, и наоборот.

Производными формулы относительной плотности газов являются следующие формулы:

$$M_{r2} = \frac{M_{r1}}{D} \text{ и } M_{r1} = D \cdot M_{r2}.$$

Пример 4.

Бинарное соединение Нитрогена с Гидрогеном обладает плотностью по водороду 8,5. Установите химическую формулу вещества, если массовая доля Нитрогена в веществе равна 82 %.

Дано:

$$D_{\text{H}_2}(\text{N}_x\text{H}_y) = 8,5$$

$$\omega(\text{N}) = 82 \%, \text{ или } 0,82$$

$$x - ? \quad y - ?$$

Решение

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r}{2}; \quad \omega(\text{E}) = \frac{x \cdot A_r(\text{E})}{M_r \text{ соединения}};$$

$$A_r(\text{N}) = 14; \quad A_r(\text{H}) = 1.$$

$$M_r(\text{N}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2} \cdot 2 = 8,5 \cdot 2 = 17;$$

$$\omega \cdot A_r(\text{N}) = \omega(\text{E}) \cdot M_r;$$

$$x \cdot A_r(\text{N}) = 0,82 \cdot 17 = 14.$$

$$x = \frac{A_r(\text{N})}{14} = \frac{14}{14} = 1.$$

Поскольку относительная атомная масса Нитрогена 14, то $x = 1$:

$$y \cdot A_r(\text{H}) = 17 - 14 = 3;$$

$$y = 3 : 1 = 3.$$

О т в е т: формула соединения NH_3 .



Кратко о главном

- ✓ Относительная плотность газов — это безразмерная величина, показывающая, во сколько раз один газ тяжелее или легче, чем другой.
- ✓ Для вычисления относительной плотности газа относительную молекулярную или молярную массу одного газа делят на относительную молекулярную или молярную массу другого газа: $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$.
- ✓ Плотность по воздуху определяют по формуле $D_{\text{возд.}} = \frac{M_{r \text{ газа}}}{29}$.
- ✓ По известной плотности газа можно вычислять его молярную массу.
- ✓ Выбор способа собирания газов вытеснением воздуха осуществляют на основе результатов вычисления относительной плотности газов по воздуху: если она больше единицы, то сосуд для наполнения газом держат вниз дном, а если меньше — вверх дном.



Страничка эрудита

Перенасыщение углекислым газом опасно для организма человека и животных. Установлено: если содержание углекислого газа в воздухе превышает 10 %, у живого существа возможны потеря сознания и даже наступление смерти.

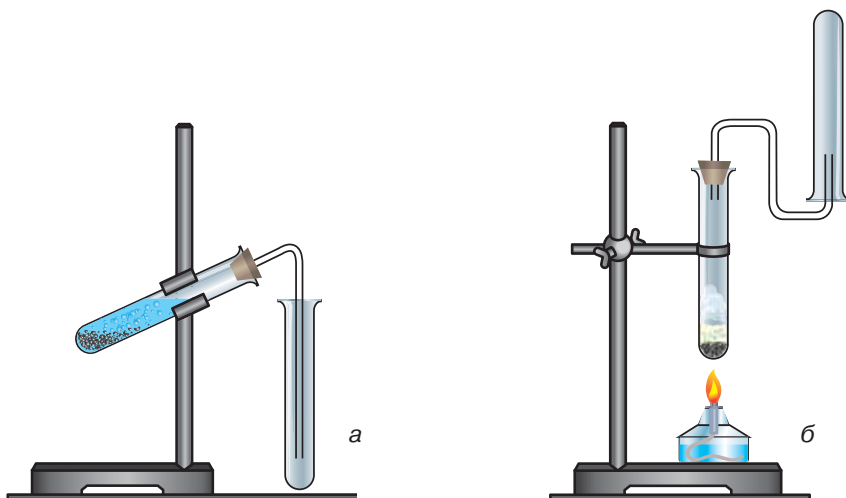
В Италии находится пещера с названием «Собачья». Туда не рекомендуют заходить с собакой. А всё потому, что пещера почти наполовину человеческого роста заполнена углекислым газом.

Вычислите относительную плотность углекислого газа по воздуху, и вы поймёте, почему человек некоторое время может безопасно находиться в этой пещере, а для собаки пребывание в ней с самого начала является опасным.



В Собачьей пещере

1. Что характеризует физическая величина *плотность*?
2. Дайте определение относительной плотности газов. По какой формуле её вычисляют?
3. Что необходимо знать для вычисления относительной плотности одного газа по другому?
4. Вычислите плотность хлора по водороду и воздуху.
5. Учащимся необходимо было опытным путём добыть и собрать в пробирку азот(IV) оксид. Мнения учащихся о способе собирания этого газа разделились. Одни ученики решили собирать азот(IV) оксид, держа пробирку вниз дном, другие — вверх дном. Объясните, кто из них ошибался и почему.
6. Какие из перечисленных газов пригодные для наполнения аэростатов: водород, кислород, гелий, углекислый газ? Ответ объясните.
7. Укажите правильное расположение пробирки при собирании углекислого газа. Обоснуйте свой выбор.



8. Рассмотрите рисунок 39 (с. 144) и объясните, почему именно так расположены чаши весов при взвешивании одинаковых объёмов указанных на рисунках газов. Каким, по вашему мнению, будет расположение чаш весов, если на них разместить шарики одинакового объёма, наполненные:
 - а) воздухом и водородом;
 - б) карбон(II) оксидом и азотом;
 - в) углекислым газом и хлором;
 - г) водородом и гелием.

86. Что тяжелее: 1 л кислорода или 1 л угарного газа CO? Ответ обоснуйте.
87. Мы привыкли говорить и слышать высказывания: *пустая чашка, пустая банка*. Правильно ли это? Насколько тяжелее на самом деле пустой сосуд объёмом 3 л, который после выкачивания воздуха герметично закрыли, от стоящего в комнате открытым (н.у.)?

§ 28.

Взаимосвязь между физическими величинами

Изучение параграфа поможет вам:

- повторить физические величины, их обозначения и единицы измерения;
- обобщить изученный в этой теме учебный материал;
- убедиться, насколько разнообразными могут быть вычисления с использованием понятия «количество вещества».

Поработайте группами

Убедитесь, что каждый из вас хорошо знает основные физические величины, по которым характеризуют вещества, а также обозначения и единицы измерения этих величин. А для этого дополните в тетради таблицу недостающей информацией.

№	Физическая величина	Обозначение	Уравнение для определения величины	Единицы измерения
1			$M = \frac{m}{\nu}$	
2	масса вещества			
3		ν		
4			$V = V_m \cdot \nu$	
5				$\frac{\text{л}}{\text{моль}}$ $\frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$
6	плотность			
7			$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$	

Довольно часто в расчётах приходится иметь дело с количеством вещества, измеренным не в молях, а в кратных ему единицах. Поможет вам разобраться в этом информация, представленная в таблице 14, которая составлена для вещества кислорода O_2 .

Количество, молярная масса, объём и число молекул в порции, кратной 1 моль вещества (на примере кислорода)

Количество вещества, ν	Молярная масса, $M(\text{O}_2)$	Молярный объём, $V(\text{O}_2)$	Число молекул, N_A
1 моль	$32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
1 ммоль (мили моль)	$32 \frac{\text{мг}}{\text{моль}}$	$22,4 \frac{\text{мл}}{\text{моль}}$	$6,02 \cdot 10^{20}$
1 кмоль (кило моль)	$32 \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$	$22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$	$6,02 \cdot 10^{26}$
1 Ммоль (мега моль)	$32 \frac{\text{т}}{\text{Ммоль}}$	$22\,400 \frac{\text{м}^3}{\text{Ммоль}}$	$6,02 \cdot 10^{29}$

Поработайте группами

Потренируйтесь в применении кратных единиц измерения количества вещества, молярной массы, молярного объёма и числа молекул на примере воды. Для этого составьте и заполните таблицу, подобную рассмотренной.

Знание взаимосвязи между физическими величинами и химическими формулами веществ позволяет выполнять разнообразные вычисления.

Рассмотрим это на конкретных примерах.

Пример

Охарактеризуйте порцию озона O_3 , в которой содержится $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул, по известным вам физическим величинам.

Решение

1. По формуле $\nu = \frac{N}{N_A}$ вычислим количество вещества озона.

$$18,06 \cdot 10^{23} : 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \text{ моль}$$

2. По формуле O_3 определим молярную массу озона.

$$M_r(\text{O}_3) = 3 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 16 = 48$$

$$M(\text{O}_3) = 48 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

3. По формуле $V = V_m \cdot \nu$ вычислим объём озона.

$$V(\text{O}_3) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}$$

4. Определим число атомов Оксигена в порции озона, содержащей $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул.

$$18,06 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 54,18 \cdot 10^{23}$$

Поработайте группами

Примените полученные знания на практике для выполнения вычислений по представленным условиям задач.

Задача 1.

Где больше молекул — в порции азота массой 5,6 г или в порции этана C_2H_6 объёмом 5,6 л (н.у.)?

Задача 2.

В каком случае понадобится колба большего объёма: а) чтобы поместить 0,02 моль хлора (н.у.); б) чтобы поместить 0,03 г водорода (н.у.)?

Задача 3.

Легче или тяжелее воздуха газообразная смесь, которую изготовили из 10 л водорода и 10 л сульфур(IV) оксида (н.у.)?

Задача 4.

Вычислите молярную массу вещества, относительная плотность по водороду которого вдвое больше относительной плотности летучей смеси Нитрогена с Гидрогеном.

Знаем, понимаем

1. Приведите формулы для вычисления массы, объёма, количества вещества, относительной плотности газов. Укажите единицы измерения.
2. Каким числом обозначено больше структурных частиц вещества?
А $6,02 \cdot 10^{23}$ или $12,04 \cdot 10^{23}$
Б $6,02 \cdot 10^{23}$ или $12,04 \cdot 10^{20}$
В $6,02 \cdot 10^{23}$ или $12,04 \cdot 10^{26}$
3. Объясните, у какого из газов — хлора, водорода или кислорода — относительная плотность по воздуху наибольшая. Как правильно держать пробирки, наполняя их каждым из газов?
4. Одинаковым или разным будет количество вещества в порциях кислорода массой 32 г и объёмом 22,4 л (н.у.)?
5. Отвечая на вопрос о количестве атомов Оксигена в порции углекислого газа объёмом 22,4 л (н.у.), ученики дали ответ, что в ней содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов Оксигена. Согласны ли вы с ними?

Применяем

88. Расположите по возрастанию числа структурных частиц в одном моле вещества такие количества веществ:
- А 10 ммоль
Б 5 моль
В 2 Ммоль
Г 4 кмоль
89. Вычислите массу порции пропана C_3H_8 , занимающую при нормальных условиях объём 112 л.
90. Где больше атомов: в порции гидроген сульфида H_2S массой 17 г или порции аммонияка NH_3 массой 8,5 г?



Выполнение заданий различной сложности

1. Как обозначают количество вещества?
А m Б V В D Г ν
2. В каких единицах измеряют количество вещества?
А л Б г В см^3 Г моль
3. Укажите относительную молекулярную массу воздуха (н.у.).
А 18 Б 28 В 29 Г 32
4. Укажите количество вещества в порции воды массой 3,6 г.
А 0,1 моль Б 0,2 моль В 0,5 моль Г 1 моль
5. Укажите объём порции гидроген флуорида количеством вещества 5 моль (н.у.).
А 1 л Б 22,4 л В 112 л Г 224 л
6. Сколько молекул водорода приходится на 1 молекулу азота в смеси, изготовленной при нормальных условиях из 224 л азота и 448 л водорода?
А одна Б две В три Г четыре
7. Укажите число атомов Карбона в порции алмаза массой 1,2 г.
А $3,01 \cdot 10^{22}$ Б $6,02 \cdot 10^{22}$ В $3,01 \cdot 10^{23}$ Г $6,02 \cdot 10^{23}$
8. Разместите формулы веществ в порядке увеличения их молярных масс.
А H_2O_2 Б H_2 В O_2 Г H_2O
9. В каком количестве вещества кислорода содержится столько атомов Оксигена, сколько их в ортофосфатной кислоте H_3PO_4 количеством вещества 4 моль?
А 2 моль Б 4 моль В 6 моль Г 8 моль
10. Проанализируйте утверждения и выберите то, которое вы считаете правильным.
Утверждение 1. В порциях гелия и кислорода массой 40 г каждая содержится одинаковое количество молекул.
Утверждение 2. Молярный объём газов при нормальных условиях равен 24,2 л.
11. Укажите количество вещества азота в порции, о которой известно, что в ней содержится $301 \cdot 10^{23}$ молекул этого газа.
А 50 моль Б 100 моль В 200 моль Г 301 моль

12. У какого количества вещества водорода масса одинакова с массой $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул азота?

- А 1 моль Б 3 моль В 5 моль Г 7 моль

13. На рисунке изображён аппарат Киппа — прибор, в котором добывают водород в лаборатории. Как правильно расположить пробирку для наполнения её этим газом?

А вниз дном

Б вверх дном

В горизонтально

Г под углом



14. Проанализируйте утверждения и выберите то, которое вы считаете правильным.

Утверждение 1. У порций нитроген(IV) оксида и карбон(IV) оксида количеством вещества 5 моль каждая одинаковая масса.

Утверждение 2. Порции нитроген(IV) оксида и карбон(IV) оксида количеством вещества 5 моль каждая содержат поровну молекул.

15. Масса алюминиевой обёртки плитки шоколада приблизительно равна 1,35 г. Сколько атомов Алюминия расходуется на её изготовление?

- А $3,01 \cdot 10^{22}$ Б $3,01 \cdot 10^{23}$ В $6,02 \cdot 10^{22}$ Г $12,04 \cdot 10^{23}$

16. Для веществ, имеющих у вас дома, установите соответствие между массой порции вещества и количеством вещества в ней.

Порция вещества		Количество вещества	
1	5,85 г поваренной соли (NaCl)	А	0,04 моль
2	4,2 г пищевой соды (NaHCO ₃)	Б	0,05 моль
3	2,4 г этановой кислоты (CH ₃ COOH)	В	0,1 моль
4	38,1 г йода (I ₂)	Г	0,3 моль
		Д	0,15 моль

17. Рассчитайте массу кислорода в одной кислородной подушке объёмом 25 л (округлите до целого числа) при нормальных условиях.

- А 25 г Б 16 г В 32 г Г 36 г

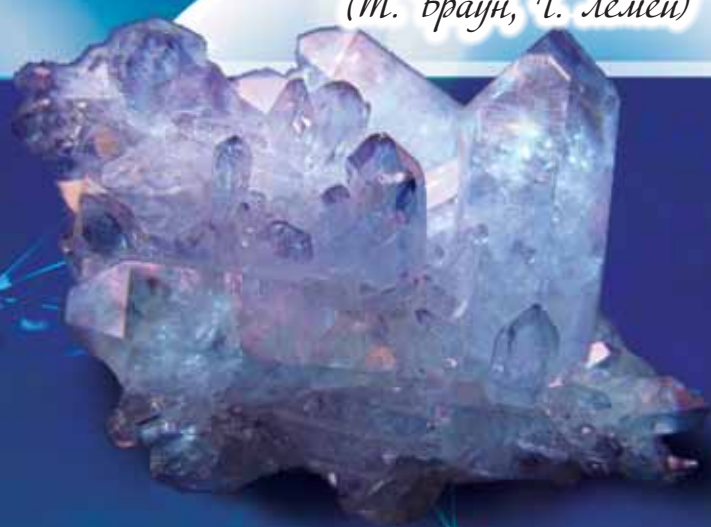


Тема 4. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

5
1981
В
Бор

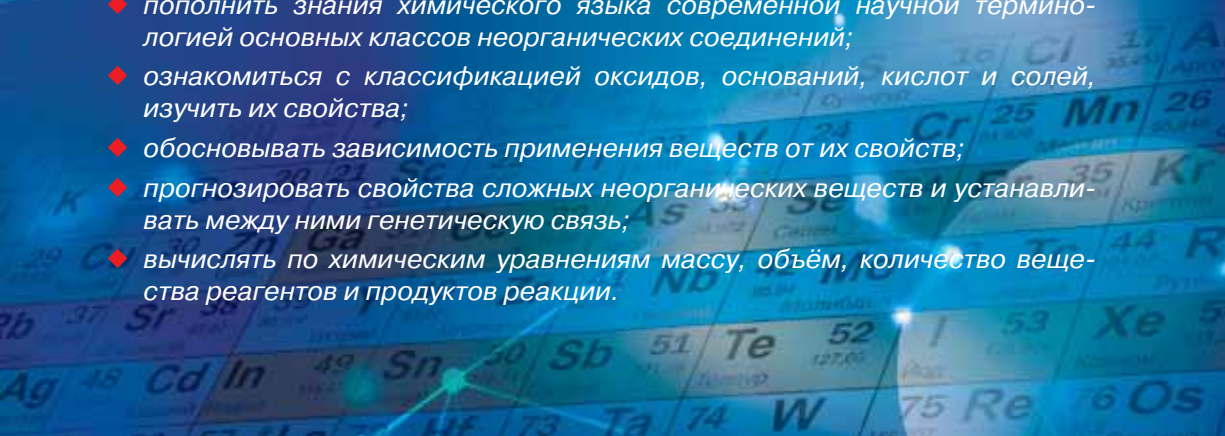
Будучи фундаментальной наукой, тесно связанной почти с любым проявлением наших контактов с материальным миром, химия представляет собой неотъемлемую часть общечеловеческой культуры.

(М. Браун, Г. Лемей)



Материал темы позволит вам:

- ◆ закрепить знания о периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, количестве вещества и химической связи;
- ◆ усовершенствовать умение проводить расчёты по химическим формулам, научиться выполнять расчёты по химическим уравнениям реакций;
- ◆ расширить сведения о неорганических веществах, с которыми вы ознакомились в 7 классе;
- ◆ пополнить знания химического языка современной научной терминологией основных классов неорганических соединений;
- ◆ ознакомиться с классификацией оксидов, оснований, кислот и солей, изучить их свойства;
- ◆ обосновывать зависимость применения веществ от их свойств;
- ◆ прогнозировать свойства сложных неорганических веществ и устанавливать между ними генетическую связь;
- ◆ вычислять по химическим уравнениям массу, объём, количество вещества реагентов и продуктов реакции.





Понятие об оксидах. Номенклатура и физические свойства оксидов

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ называть оксиды согласно современной научной украинской номенклатуре;
- ◆ составлять по названию оксида его химическую формулу;
- ◆ характеризовать физические свойства оксидов.

С разделением веществ на две большие группы — органические и неорганические вещества — вы знакомы ещё из природоведения и уроков химии в 7 классе.

Несмотря на то, что неорганических веществ в десятки раз меньше, чем органических, их качественный состав по сравнению с органическими веществами намного разнообразнее. Почти все металлические и неметаллические элементы встречаются в составе неорганических, тогда как в составе органических веществ часто Карбон, содержатся Гидроген, Кислород, Нитроген, галогены и некоторые другие элементы.

По составу, строению и свойствам неорганические вещества разделяют на **классы неорганических соединений** — оксиды, основания, кислоты, соли.

СОСТАВ ОКСИДОВ. Выясним состав оксидов на примере представленных формул:

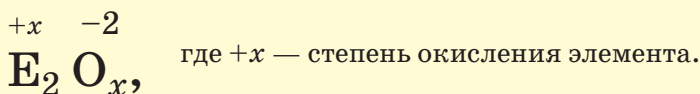


Каждая формула состоит из атомов двух химических элементов, один из которых всегда Кислород. Вам известно, что бинарные соединения Кислорода с металлическими или неметаллическими химическими элементами называются оксидами. Следовательно, качественный состав формул веществ свидетельствует об их принадлежности к оксидам.

В составе рассмотренных формул присутствуют металлические и неметаллические химические элементы, элементы с постоянной и переменной валентностью. На основе этого сформулируем определение оксидов.

Оксид — это бинарное соединение какого-либо химического элемента с Кислородом, степень окисления которого -2 .

Обозначим соединённый с Кислородом металлический или неметаллический элемент большой буквой E и запишем общую формулу оксидов:



Если при составлении формул оксидов индексы окажутся чётными числами, то их следует сократить на 2, например:



После сокращения на 2 получаем формулу оксида: CO_2 .

НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДОВ. До введения порядка составления, написания и чтения названий веществ, то есть их номенклатуры, оксиды, как и многие другие вещества, назывались произвольно. Ныне пользуются современной научной украинской номенклатурой оксидов.

Название каждого оксида состоит из двух слов, употреблённых в именительном падеже. Первое слово — это название химического элемента, второе — «оксид».

Если у элемента переменная валентность, то её указывают в круглых скобках после названия элемента. Оба слова пишутся с маленькой буквы, за исключением начала предложения.

Между названием элемента и записью числа валентности промежутка нет.

Согласно современной номенклатуре оксидов, оксид, формула которого Fe_2O_3 , называется «феррум(III) оксид», а с формулой FeO — «феррум(II) оксид».

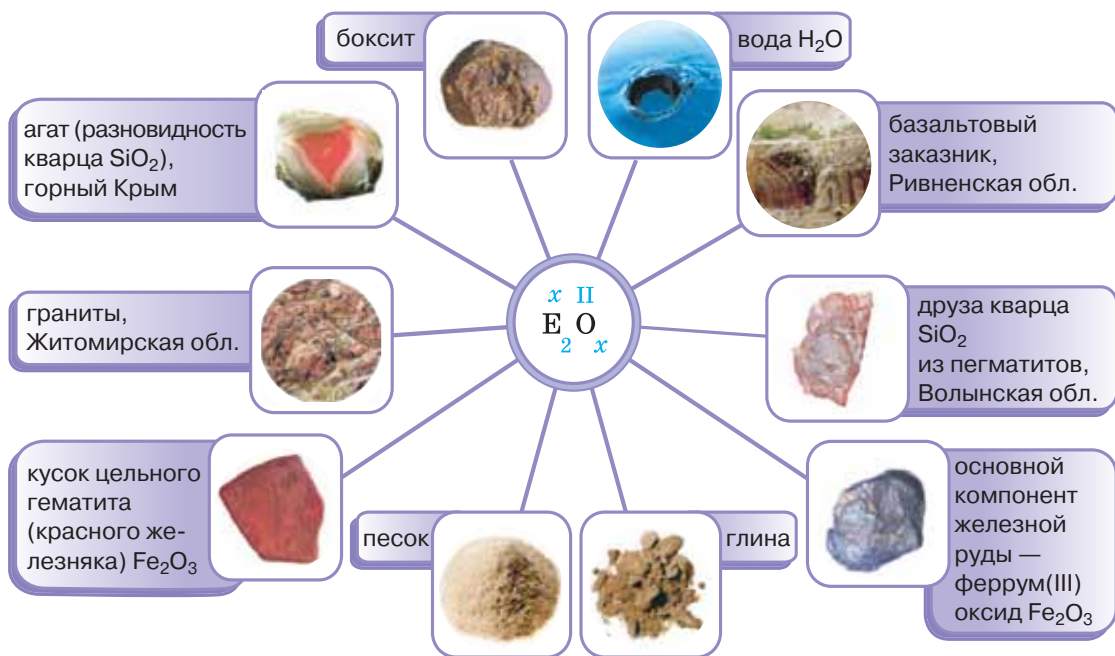


Рис. 40 Оксиды в природе

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ. Оксиды при нормальных условиях различаются по агрегатному состоянию (рис. 40). Например, купрум(II) оксид — твёрдое вещество чёрного цвета, CO_2 — бесцветный газ, H_2O — бесцветная прозрачная жидкость. И всё же среди оксидов преобладают твёрдые вещества, в основном белого цвета (например, цинк оксид, алюминий оксид, кальций оксид). Бесцветными являются газообразные при нормальных условиях оксиды: карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид и некоторые другие. Бывают оксиды, окрашенные в тот или иной цвет, например, хром(III) оксид — тёмно-зелёный, азот(IV) оксид — бурый, купрум(II) оксид — чёрный.

Существуют опасные для здоровья человека оксиды. Это карбон(II) оксид, сульфур(IV) оксид, азот(II) оксид, азот(IV) оксид и др.

Поработайте группами

1. Определите и запишите в тетрадь валентность элементов в представленных в начале параграфа формулах оксидов, назовите их.
2. Потренируйтесь в составлении названий оксидов на примере рассмотренных формул.
3. Составьте формулы оксидов, указанных в части параграфа «Физические свойства оксидов».
4. Составьте таблицу «Физические свойства оксидов». Для её заполнения воспользуйтесь материалом учебника и дополнительной информацией.



Работаем с медиа-источниками

Из разных источников информации узнайте, какие оксиды называются угарным газом, сернистым газом и каково физиологическое действие этих веществ на организм человека.

Информацию учебника о цвете оксидов дополните новыми примерами.



Кратко о главном

- ✓ Оксид — это бинарное соединение какого-либо элемента с Оксигеном.
- ✓ Общая формула оксидов $\overset{x}{\text{E}}_2 \overset{\text{II}}{\text{O}}_x$, или $\overset{+x}{\text{E}}_2 \overset{-2}{\text{O}}_x$.
- ✓ В оксидах Оксиген проявляет валентность II, степень окисления -2 .
- ✓ Большинство химических элементов периодической системы способны образовывать оксиды.
- ✓ Название оксида состоит из двух слов, написанных в именительном падеже с маленькой буквы: названия химического элемента (с указанием валентности, если она у него переменная) и слова «оксид».
- ✓ Физические свойства оксидов разнообразны. Среди них встречаются вещества в трёх агрегатных состояниях при нормальных условиях — твёрдом, жидком, газообразном.



Кроме оксидов, существуют и другие группы бинарных соединений элементов с Оксигеном, в частности **пероксиды** (приставка «пер» означает «избыток, более»). То есть у пероксидов больше атомов Оксигена, чем их должно быть, исходя из устоявшихся правил определения валентности элементов в бинарных соединениях. У известного вам водорода пероксида H_2O_2 (перекись водорода) на один атом Оксигена больше, чем у воды H_2O . На первый взгляд кажется, что Оксиген в этом соединении одновалентный. Но на самом деле в оксидах и пероксидах Оксиген проявляет одинаковую валентность II, и это хорошо видно из структурной формулы гидроген пероксида.



Сравним структурную формулу гидроген пероксида со структурной формулой воды.



Выясним, в чём различие между пероксидами и оксидами. Отличие заключается в том, что в воде (гидроген оксиде), как и в других оксидах, например карбон(IV) оксиде, атомы Оксигена не соединены друг с другом:



тогда как в пероксидах всегда присутствует оксигеновая цепочка:

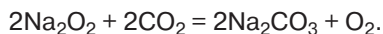


За счёт одной валентности атомы Оксигена соединяются между собой, а вторая валентность используется для соединения с атомом другого химического элемента.

Пероксиды находят разнообразное применение. Например, гидроген пероксид незаменим в производстве отбеливателей бумаги, текстильных материалов, синтетических моющих средств, как антисептическое средство, для реставрации живописи на основе свинцовых красок, как окислитель ракетного топлива и источник кислорода.

Вспомните способ получения кислорода из гидроген пероксида, запишите уравнение этой реакции.

Натрий пероксид применяют на подводных лодках для очистки воздуха от избытка углекислого газа и обогащения его кислородом:



Знаем, понимаем

1. Сформулируйте определение оксидов, приведите примеры.
2. Назовите правила номенклатуры оксидов, приведите примеры.
3. На примере двух-трёх оксидов охарактеризуйте физические свойства оксидов.
- 4*. Как по составу молекулы оксиды отличаются от пероксидов? Приведите примеры.
5. Найдите ошибки, допущенные в названиях некоторых оксидов, и исправьте их в соответствии с современной научной украинской номенклатурой:

K_2O — калий(I) оксид; CaO — кальций оксид; CO — карбон оксид;

SO_3 — сульфур(VI) оксид; Na_2O — оксид натрия; Al_2O_3 — алюминий(III) оксид.

6. Укажите пары химических формул оксидов с одинаковой валентностью элементов.
А CaO и N₂O **Б** Al₂O₃ и BaO **В** NO₂ и MnO₂ **Г** MgO и CO
7. В какой паре указаны только химические формулы оксидов?
А HBr и NO **Б** H₂O и Na₂O₂ **В** NH₃ и CaS **Г** ZnO и CuO
8. Укажите оксиды, образованные только из названий веществ, твёрдых при нормальных условиях.
А натрий оксид, купрум(II) оксид, водород оксид
Б углерод(IV) оксид, углерод(II) оксид, сера(VI) оксид
В фосфор(V) оксид, кальций оксид, кремний(IV) оксид
Г азот(IV) оксид, магний оксид, водород оксид

Применяем

91. В предложенном перечне укажите формулы оксидов, классифицируйте их на группы — оксиды металлических и оксиды неметаллических элементов:
 SiO₂, MgO, SiH₄, SO₃, NO, FeO, Cl₂O₇, N₂O₃, CaCl₂, Fe₂O₃, CO, CaO, Na₂O, KOH, HCl, K₂O₂.
92. Назовите оксиды, формулы которых указаны в задании 91, согласно современной научной украинской номенклатуре.
93. Составьте формулы: калий оксида, сера(VI) оксида, фосфор(III) оксида, хлор(I) оксида, свинец(IV) оксида. Почему в одних названиях оксидов указана валентность, а в других — нет?
94. Заполните в тетрадях таблицу, составив формулы оксидов представленных элементов и записав их названия.

Элемент	Формула оксида	Название оксида
Li		
Ba		
S (VI)		
P (V)		

95. Вычислите плотность по воздуху таких оксидов:
 а) азот(IV) оксида; б) углерод(II) оксида; в) сера(IV) оксида.
96. Состав изумрудно-зелёного минерала малахита передаётся химической формулой Cu₂CH₂O₅. Напишите уравнение реакции разложения этого вещества, если известно, что все продукты реакции относятся к оксидам, а валентность Купрума — II.
97. Установите соответствие между веществом и типами кристаллических решёток.

Вещество		Типы кристаллических решёток	
1	кислород	А	ионный
2	кремний(IV) оксид	Б	молекулярный
3	алюминий оксид	В	атомный
		Г	другой

§ 31.

Состав и номенклатура оснований.

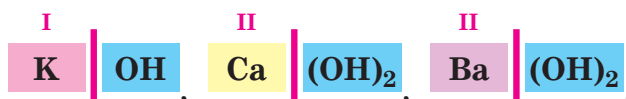
Физические свойства оснований

СОСТАВ ОСНОВАНИЙ. Основания, как и оксиды, относятся к сложным неорганическим веществам. Рисунок 41 знакомит вас с представителями этого класса неорганических соединений.

Определим, из каких частей состоит формула любого основания, воспользовавшись перечнем формул:



Поделим представленные формулы чертой на две части так, чтобы в первую попал символ металлического элемента, а во вторую — группа атомов OH. Напишем над символом металлического элемента его валентность:



Во всех формулах есть группа атомов OH, она называется **гидроксильная группа**. В первой формуле она записана без скобок, а в остальных формулах заключена в скобки, за которыми стоят индексы.

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ называть основания согласно современной научной украинской номенклатуре;
- ◆ составлять химические формулы оснований;
- ◆ характеризовать физические свойства оснований;
- ◆ узнать о мерах предосторожности при работе со щелочами.



Рис. 41

Образцы оснований: а — калий гидроксид; б — натрий гидроксид; в — хром(III) гидроксид; г — купрум(II) гидроксид; д — феррум(III) гидроксид

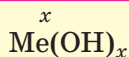


Выведите зависимость между валентностью металлического элемента и индексом гидроксильной группы OH в химических формулах оснований.

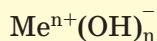
Понятие валентности применяют не только к единичным атомам, но и к некоторым группам атомов. Гидроксильная группа OH *одновалентна*.

Основание — это сложное вещество, формульная единица которого состоит из иона металлического элемента и одной или нескольких гидроксильных групп OH.

Зависимость между валентностью металлического элемента и количеством гидроксильных групп позволяет записать формулу оснований в общем виде.



Основания — вещества немолекулярного строения, а ионного, их формулы отражают соотношение структурных частиц вещества катионов металлического элемента Me^{n+} и анионов гидроксильной группы OH^- .



НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ. Согласно современной номенклатуре название оснований состоит из двух слов: названия металлического элемента и слова «гидроксид», употреблённых в именительном падеже, например: KOH — калий гидроксид.

Если у металлического элемента переменная валентность, её указывают в круглых скобках после названия металлического элемента без интервала: $\text{Cr}(\text{OH})_2$ — хром(II) гидроксид. Оба слова пишутся с маленькой буквы, за исключением начала предложения.

У некоторых оснований сохранились также исторические названия: KOH — едкое кали, NaOH — едкий натр.

СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ ОСНОВАНИЙ. Рассмотрим на примерах, как составить формулу основания и определить валентность металлического элемента по формуле основания.

Пример 1. Составьте формулу магний гидроксида.

Решение

Пользуясь определением оснований, записываем первым символ металлического элемента Магния, а после него — гидроксильную группу OH.



Магний имеет постоянную валентность II. Поэтому и гидроксильных групп в формуле этого основания будет две.

От в е т: формула магний гидроксида — $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Пример 2.

Определите валентность Купрума в формулах оснований CuOH и $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Р е ш е н и е

В формуле оснований валентность металлического элемента совпадает с количеством гидроксильных групп. Первая формула содержит одну гидроксильную группу, вторая — две. Поэтому в первой формуле Купрум одновалентный, во второй — двухвалентный.

О т в е т: $\overset{\text{I}}{\text{CuOH}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Cu}(\text{OH})_2}$.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА И КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ.

Основания — твёрдые кристаллические вещества преимущественно белого цвета, хотя встречаются и других цветов. Например, купрум(II) гидроксид — голубой, феррум(III) гидроксид — коричневый (см. рис. 41 на с. 159).

По способности растворяться в воде основания, как и соли, бывают *растворимые, малорастворимые и нерастворимые*. Преобладают нерастворимые основания, например, феррум(II) гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$, купрум(II) гидроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Среди хорошо растворимых — натрий гидроксид NaOH , калий гидроксид KOH . Их растворы мылкие на ощупь. Растворимые в воде основания получили название **щёлочи**.

Основания, хорошо растворимые в воде, — тугоплавкие вещества. Основания, которые в воде не растворяются, при нагревании не плавятся, а разлагаются с образованием основного оксида и воды.

МЕРЫ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ СО ЩЕЛОЧАМИ. Твёрдые щёлочи и их растворы разъедают ткань, бумагу, вызывают ожоги кожи, глаз. Поэтому обращаться с ними следует осторожно: гранулы щёлочи ни в коем случае не брать руками; не разливать растворы; следить, чтобы раствор не попадал на открытые участки кожи, в глаза, на одежду, парту, книги или тетради. И здесь пригодятся защитные одежда (халат, фартук) и очки. Ёмкость с раствором щёлочи следует держать закрытой, чтобы щёлочь не реагировала с углекислым газом, всегда присутствующим в воздухе.

Если вы случайно разлили раствор щёлочи, сразу нейтрализуйте его уксусом. Участок кожи, на которую попала щёлочь, быстро смойте большим количеством воды. Если щёлочь попала в глаза, незамедлительно промойте их большим количеством воды, а затем раствором борной или лимонной кислоты.

КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ. По такой физической характеристике, как способность растворяться в воде, основания делятся на *растворимые*, или щёлочи, и *нерастворимые*.

растворимые в воде, или щёлочи, LiOH , NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и т. д.

ОСНОВАНИЯ

нерастворимые в воде $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})$ и т. д.

Из таблицы растворимости солей, кислот, оснований и амфотерных гидроксидов в воде (см. приложение 3, с. 255) всегда можно узнать, к какой группе по способности растворяться в воде относится то или иное основание.



Подумайте и самостоятельно подберите примеры оснований для этой классификации.

Ещё одна классификация оснований связана с числом гидроксильных групп в химической формуле. Основания с одной гидроксильной группой

в химической формуле получили название *однокислотных*, с двумя и более — *многокислотных*.

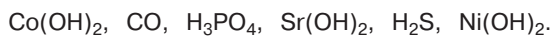


Кратко о главном

- ✓ К основаниям относятся сложные вещества немолекулярного строения, формульные единицы которых состоят из одного атома металлического элемента и одной или нескольких гидроксильных групп, число которых равно валентности металлического элемента, в общем виде формула основания: $\text{Me}(\text{OH})_x$.
- ✓ Современное название оснований состоит из названия металлического элемента с добавлением к нему слова «гидроксид». Если металлический элемент проявляет переменную валентность, то после его названия в скобках без отступа указывается его валентность.
- ✓ При обычных условиях основания находятся в твёрдом состоянии, часть из них хорошо растворяется в воде.
- ✓ Щёлочи — растворимые в воде основания.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение оснований.
2. Охарактеризуйте физические свойства оснований.
3. Какую валентность имеет гидроксильная группа OH?
4. Какие меры безопасности при работе со щёлочами вам известны?
5. Назовите известные вам классификации оснований, приведите примеры.
6. В представленном перечне формул укажите формулы оснований:



Применяем

98. Определите валентность металлических элементов по формулам оснований:
 $\text{CsOH}, \text{La}(\text{OH})_3, \text{Th}(\text{OH})_3, \text{Cd}(\text{OH})_2, \text{CuOH}.$
99. Запишите формулы оснований по их названиям: литий гидроксид, магний гидроксид, хром(II) гидроксид.
100. Выберите лишнюю формулу в перечнях:
а) $\text{CuO}, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{KOH};$ б) $\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{KOH};$ в) $\text{Fe}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2.$
Аргументируйте свой выбор.

Из курса природоведения вы знаете об этановой (уксусной) кислоте, в 7 классе упоминались сульфатная кислота H_2SO_4 и хлоридная кислота HCl . Лимонная кислота содержится в плодах лимонов и придаёт им кислый вкус.

Обратите внимание на то, что во всех словосочетаниях присутствует слово «кислота», поскольку эти вещества относятся к одной группе сложных веществ — кислотам. Правда, сульфатная и хлоридная кислоты — неорганические вещества, а уксусная и лимонная — органические.

КИСЛОТЫ И ИХ СОСТАВ. Что же такое кислоты? Прежде всего, это сложные вещества молекулярного строения. Подобно оксидам, в них можно выделить две составляющие:



Обратите внимание! Одна из них — атомы Гидрогена — имеется в составе всех кислот. По этому признаку, а также по способности атомов Гидрогена замещаться атомами металлических элементов вещества отнесены к классу кислот. Качественный состав этих веществ подтверждает наличие одного или нескольких атомов Гидрогена в молекуле.

Вторая часть, оставшаяся после проведённого нами разделения, называется **кислотным остатком**. В отличие от первой части, во всех кислотах она отличается по составу.

Атомы Гидрогена присутствуют и в составе аммиака NH_3 , но он не относится к кислотам. Это потому, что атомы Гидрогена в кислотах *способны замещаться на атомы металлических элементов, а в аммиаке — нет*.

Кислота — это неорганическое соединение, состоящее из атомов Гидрогена, способных замещаться атомами металлических элементов, и кислотного остатка.

НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ. Индивидуальное название каждой кислоты состоит из двух слов в именительном падеже — названия кислотного остатка и слова «кислота».

Поработайте группами

Ознакомьтесь с таблицей 15 на с. 164. В ней указаны неорганические кислоты, с которыми вы будете сталкиваться чаще всего. Изучите их названия, запомните формулы. Без этого вы не сможете успешно изучать химию.

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ узнать, какие вещества относятся к кислотам;
- ◆ называть кислоты согласно современной научной украинской номенклатуре;
- ◆ определять по формуле кислоты валентность кислотного остатка;
- ◆ характеризовать физические свойства кислот.

Формулы и названия кислот

КИСЛОТА			КИСЛОТНЫЙ ОСТАТОК		
Формула	Название		Состав	Валентность	Название
	современное украинское	тривиальное (традиционное)			
HCl	хлоридная	соляная	Cl	I	хлорид
HNO ₃	нитратная	азотная	NO ₃	I	нитрат
H ₂ SO ₄	сульфатная	серная	SO ₄	II	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфитная	сернистая	SO ₃	II	сульфит
H ₂ S	сульфидная	сероводородная	S	II	сульфид
H ₂ SiO ₃	силикатная	кремниевая	SiO ₃	II	силикат
H ₂ CO ₃	карбонатная	угольная	CO ₃	II	карбонат
H ₃ PO ₄	ортофосфатная	ортофосфорная	PO ₄	III	ортофосфат

Вы убедились, что современное название кислот соответствует названию кислотных остатков. Это важное соответствие поможет вам легко составлять химические формулы веществ другого класса — солей.

До сих пор вы рассматривали валентность как способность атомов одного химического элемента соединяться или замещать определённое количество атомов другого элемента.

Ваши знания об этой физической характеристике уже пополнились информацией о валентности кислотных остатков. Оказывается, что кислотные остатки также способны замещать определённое количество атомов или групп атомов.

Как указано в таблице, одновалентными являются кислотные остатки хлоридной и нитратной кислот, двухвалентными — сульфатной, сульфитной, сульфидной, силикатной и карбонатной кислот. У кислотного остатка ортофосфатной кислоты валентность III.

Состав кислот соответствует общей формуле.



Валентность кислотного остатка совпадает с количеством атомов Гидрогена.

После того как вы выяснили состав кислот, легко понять их классификацию.

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ.

Кислоты разделяют на группы по двум признакам:

Обратитесь к схеме 15, выясните суть каждой из классификаций и подберите примеры.

- ◆ числу атомов Гидрогена в молекуле;
- ◆ наличию Оксигена в составе кислотного остатка.

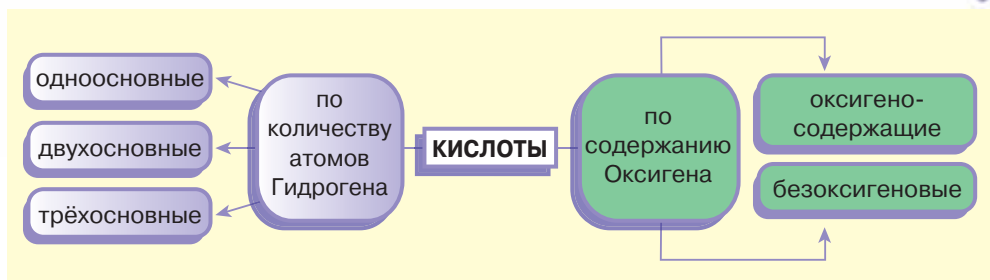


Схема 15 Классификация кислот

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ. Среди неорганических кислот преобладают жидкости, совсем мало твёрдых веществ (среди представленных в таблице только ортофосфатная и силикатная) и нет газов. Хотя некоторые кислоты готовят растворением газообразного вещества в воде. Например, хлоридная кислота — это раствор гидроген хлорида в воде.

Кислоты бесцветные, плотность всех кислот больше единицы. Они хорошо растворяются в воде (за исключением некоторых, в частности силикатной).

И название класса соединений — *кислоты*, и обозначение вкусового ощущения — *кислый* — слова однокоренные. Кислоты в основном кислые на вкус. По собственному опыту вам это известно, ведь вы употребляете кисломолочные продукты (кефир, йогурт), квашеные овощи, овощи и фрукты (щавель, яблоки, лимоны и т. д.), в состав которых входят органические кислоты.

МЕРЫ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ С КИСЛОТАМИ. Чистые неорганические кислоты и их концентрированные растворы очень опасны, поскольку повреждают слизистые оболочки органов пищеварения, при вдыхании паров раздражают слизистые оболочки органов дыхания. Попадая на кожу, вызывают покраснение, болевые ощущения, а в большой концентрации — тяжёлые ожоги. Неорганические кислоты портят одежду — на месте их попадания сразу или со временем появляется дырка. Некоторые кислоты имеют резкий неприятный запах, например хлоридная, сульфидная.

Кислоты совсем не разрушают стекло (исключение — плавиковая кислота HF), некоторые пластмассы и резину. Работа с чистыми кислотами или их концентрированными растворами требует большого внимания и аккуратности. Обязательно используют защитный фартук из поливинилхлоридного материала, резиновые перчатки и очки.

Безопасная работа с кислотами в школьном химическом кабинете достигается за счёт того, что ученики работают с разбавленными водой кислотами, а не чистыми веществами или их концентрированными растворами. Однако в любом случае нельзя допускать попадания даже разбавленных кислот на одежду или тело, а особенно в глаза.

В случае если кислота попадѣт на одежду или на открытый участок кожи, место попадания следует тщательно промыть водой, слабым раствором пищевой соды.

Все кислоты тяжелее воды, из-за чего при изготовлении их растворов кислоту льют в воду (ни в коем случае не наоборот!) небольшими порциями, помешивая стеклянной палочкой.

ПОМНИТЕ!

В химическом кабинете никогда нельзя пробовать кислоты, как и любые другие вещества, на вкус!



Кратко о главном

- ✓ Кислоты — отдельный класс сложных веществ, молекулы которых состоят из атомов Гидрогена, способных замещаться атомами металлических элементов, и кислотных остатков.
- ✓ Согласно современной научной украинской номенклатуре кислоты называют по названию их кислотных остатков.
- ✓ Валентность кислотного остатка определяется количеством атомов Гидрогена, которые могут быть замещены атомами металлических элементов.
- ✓ Пользуясь кислотами, необходимо строго соблюдать правила безопасной работы с ними.
- ✓ По числу атомов Гидрогена кислоты бывают одноосновными и многоосновными, а по числу атомов Оксигена — оксигеносодержащими и безоксигеновыми.
- ✓ Большинство кислот хорошо растворимы в воде. Некоторые из них, например хлоридную, сульфидную, готовят с помощью растворения в воде соответствующего летучего соединения неметаллического элемента с Гидрогеном.



Страницка эрудита

Названия кислот (серная, соляная и другие) появились в XVIII в., когда в 1792 г. о них сообщил Антуан Лавуазье от имени своих коллег-химиков на заседании Парижской академии. До этого кислоты называли произвольно. Среди нескольких названий сульфатной кислоты было и название «купоросная», карбонатной — «воздушная».

Современную научную украинскую номенклатуру химических элементов и простых веществ приняла Комиссия по госстандарту химических названий и терминов Украины в конце XX в. Комиссией определены названия оксидов, кислот, оснований и солей, которой вы будете пользоваться, изучая химию.

Например, сейчас химический элемент с символом H называется Гидроген, а образованное его атомами простое вещество — водород. До этого и химический элемент H, и простое вещество H_2 назывались одинаково — водород.

Названия солей состоят из названий металлического элемента кислотных остатков соответствующей кислоты. Например, поваренная соль NaCl называется натрий хлорид. По предыдущей номенклатуре кислота называлась «соляная», а её соли — «хлориды».

Знаем, понимаем

1. Дайте определение кислот.
2. Воспроизведите по памяти формулы и названия указанных в параграфе кислот.
3. Какие классификации кислот вам известны?
4. Как определить валентность кислотного остатка по формуле кислоты?
5. Охарактеризуйте физические свойства кислот.
6. Укажите кислоту, имеющуюся только в водных разбавленных растворах.

A карбонатная	B нитратная
Б ортофосфатная	Г сульфатная
7. Укажите пару безоксигеновых кислот.

A хлоридная и нитратная	B сульфатная и сульфитная
Б сульфидная и хлоридная	Г ортофосфатная и карбонатная
8. Укажите перечень, составленный из двух формул кислот и одной формулы оксида.

A HNO_3 , H_2SiO_3 , HCl
Б H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3
В HNO_3 , $HClO_3$, H_2SO_3
Г H_3PO_4 , SO_3 , HNO_3

Применяем

101. Из данного перечня формул выпишите формулы кислот:
 KBr , NO_2 , HNO_3 , $CuSO_4$, H_2S , SO_2 .
К каким группам их можно отнести по известным вам классификациям?
102. Определите валентность кислотных остатков в формулах кислот:
 HNO_2 , HPO_3 , H_2SeO_4 , $HMnO_4$.
103. Выберите лишнее в каждом перечне:
а) H_2SO_4 , H_2CO_3 , HNO_3 ;
б) H_2SiO_3 , H_2SO_3 , H_2CO_3 ;
в) HCl , H_3PO_4 , H_2S .
Аргументируйте свой выбор.
104. Подготовьте вопрос или задание, которое сможете предложить одноклассникам на уроке.
105. Узнайте у взрослых, а также из этикеток на продуктах питания и средствах бытовой химии о наличии в их составе кислот. Обменяйтесь с одноклассниками полученной информацией.
106. Для изготовления хлоридной кислоты в воде объёмом 1 л растворили 448 л гидроген хлорида (н.у.). Вычислите массовую долю гидроген хлорида в изготовленной кислоте, если плотность кислоты равна $1,19 \frac{г}{см^3}$.

§ 33.

Способность металлов вытеснять водород из кислот. Вытеснительный ряд металлов

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ трактовать взаимодействие кислот с металлами как химическое явление;
- ♦ узнать, по какому признаку составлен вытеснительный ряд металлов;
- ♦ ознакомиться с новым типом химических реакций — реакциями замещения.

Согласно определению кислот, приведённому в предыдущем параграфе, как сложных веществ, атомы Гидрогена способны замещаться на атомы металлических элементов. Подтвердим это опытным путём.

Опыт 1.

Поместим в пробирку немного магниевых опилок, добавим к ним воды и будем наблюдать за изменениями. При комнатной температуре никаких изменений в пробирке не происходит (рис. 42).

Опыт 2.

Поместим в пробирку примерно столько же магниевых опилок, добавим к ним разбавленный раствор сульфатной кислоты (1 часть кислоты смешана с примерно 5 частями воды) и быстро закроем пробирку пробкой с газоотводной трубкой (рис. 43). Будем наблюдать, как магний активно взаимодействует с кислотой, о чём свидетельствует выделение газообразного вещества (пузырьков).

Соберём газ способом вытеснения воды и испытаем его. Для этого наполненную газом пробирку закроем под водой стеклянной пластинкой и вынем из сосуда.

Определим, какой газ мы собрали. Вспомните из изученного в 7 классе, что кислород поддерживает горение, поэтому зажжённая спичка или тлеющая щепка в нём ярко загораются.

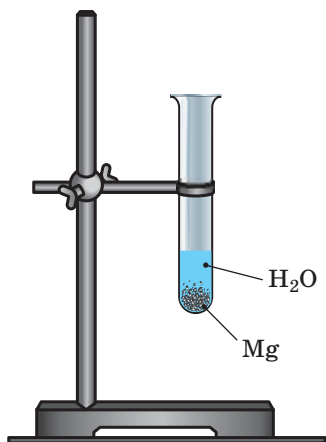


Рис. 42 Иллюстрация опыта 1

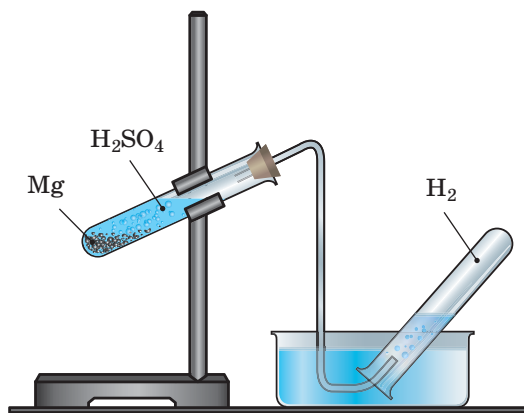
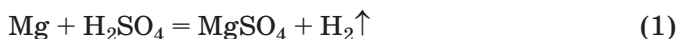


Рис. 43 Иллюстрация опыта 2

С помощью зажжённой спички можно установить и наличие водорода. Пламени спички вполне достаточно, чтобы поджечь водород в пробирке. Исходя из того, что в составе молекулы сульфатной кислоты есть как атомы Гидрогена, так и атомы Оксигена, проверим, какой газ — водород или кислород — мы собрали. Поднесём зажжённую спичку к отверстию пробирки — и сразу услышим приглушённый хлопок (взрыв). Окисление водорода произошло слишком быстро и вызвало небольшой взрыв, тогда как яркого сгорания спички, как в опыте с кислородом, не произошло.

Делаем вывод, что магний вытеснил из кислоты атомы Гидрогена, о чём свидетельствует продукт реакции — водород.



Таким образом, в проведённой реакции образовалось простое газообразное вещество водород. Он не имеет цвета и запаха, плохо растворим в воде. Его мы обнаружили по другому признаку — мгновенному сгоранию в кислороде, сопровождающемуся взрывом.

Второй продукт реакции относится к другому классу неорганических веществ — **солям**. С представителем этого класса соединений — поваренной солью NaCl — вы уже встречались, когда проводили разделение смеси соли и воды испарением. Воспользуемся этим способом и проверим опытным путём наличие соли в растворе, оставшемся в пробирке после проведения опыта. Для этого несколько капель образованного после реакции раствора испарим на стеклянной пластинке. После испарения воды на пластинке остаётся небольшое количество соли белого цвета.

Продолжим исследовать способность атомов металлических элементов замещать атомы Гидрогена в молекулах кислот, но уже на примере других металлов. Для этого проведём опыт с хлоридной кислотой и цинком.

Опыт 3. Осторожно поместим в пробирку несколько гранул металла цинка и добавим к ним разбавленной хлоридной кислоты. Что же произойдёт в пробирке? Поверхность гранул покроется пузырьками газообразного вещества. Подогреем содержимое пробирки, и газ начнёт выделяться быстрее (рис. 44).

Расчёты подтверждают, что водород в 14,5 раза легче, чем воздух. Следовательно, чтобы наполнить пробирку водородом способом вытеснения воздуха, её надо держать вверх дном. Соберём газообразный продукт реакции в сухую пробирку и испытаем его.



Проанализируйте состав другого продукта реакции и сделайте вывод, к простым или сложным веществам он относится.

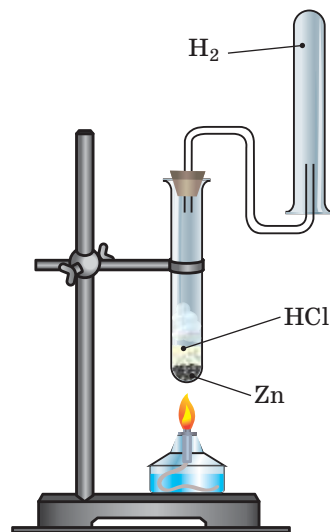
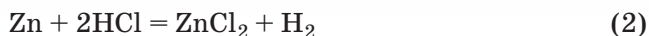


Рис. 44 Иллюстрация опыта 3

Как и в предыдущем опыте, раздаётся приглушённый хлопок. Таким образом, цинк вытеснил атомы Гидрогена из молекулы гидроген хлорида. Из них образовались молекулы водорода. Это подтвердилось горением, которое сопровождалось взрывом.




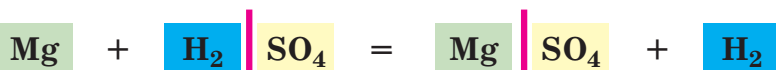
Если собирать водород в сухую пробирку вытеснением воздуха, то после сжигания на её стенках появляются маленькие капельки воды — продукт горения водорода.




РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ.

Попробуйте определить, можно ли взаимодействие металлов с кислотами отнести к известным вам реакциям соединения или разложения (см. § 2). Проведём анализ химического уравнения 1.

 **Помните!** Реакция горения водорода сопровождается взрывом. Поэтому для безопасности её проведения следует брать водорода не больше объёма пробирки (около 20 мл).



Как видим, в отличие от реакций соединения или разложения, это другой тип химической реакции. Для него характерно наличие в составе реагентов простого и сложного веществ. Среди продуктов реакции получают также два вещества, одно из которых простое, а другое — сложное. Такие реакции называются реакциями замещения.

 **Реакция замещения** — это реакция между простым и сложным веществами, в результате которой образуются новое сложное и новое простое вещества.

Опыт 4.

К медным опилкам добавим разбавленной хлоридной кислоты. Наблюдения свидетельствуют о том, что реакции не происходит. Подогреем содержимое пробирки и убедимся в отсутствии каких-либо изменений, то есть медь не вытеснила атомы Гидрогена из хлоридной кислоты.



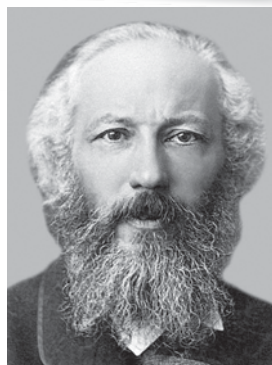
ВЫТЕСНИТЕЛЬНЫЙ РЯД МЕТАЛЛОВ. Вы ознакомились с опытами и выяснили, что одни металлы вытесняют Гидроген из кислот, другие — нет. Это свойство металлов исследовал учёный *Николай Бекетов* и по способности металлов вытеснять Гидроген из кислот построил (составил) *вытеснительный ряд металлов*.

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Ag, Hg, Pt, Au



Николай БЕКЕТОВ (1827–1911) — известный учёный в области физики и химии, русский по происхождению, долгое время работал профессором Харьковского университета (ныне Харьковский национальный университет имени В. Н. Каразина). Стоял у истоков одной из отраслей химической науки — физической химии.

Ему принадлежит открытие одного из способов получения металлов из руд-оксидов — алюминотермии. Название свидетельствует о том, что имеет место использование алюминия, который при соответствующей температуре вступает в реакцию с оксидом металлического элемента, окисляется, а металл выделяется в виде простого вещества. Так добывают высокой чистоты железо, хром, кобальт, никель, марганец. В 1863 г. Н. Бекетов составил вытеснительный ряд металлов.



*Николай
Бекетов*

Все металлы, расположенные в **вытеснительном ряду** (его ещё называют **рядом активности металлов**) слева от водорода, вытесняют Гидроген из кислот. Эта способность металлов ослабевает от лития к свинцу. Металлы, расположенные в вытеснительном ряду после водорода, не вытесняют Гидроген из кислот, то есть не взаимодействуют с ними.

Эта закономерность не распространяется на нитратную кислоту и концентрированную сульфатную кислоту. Они взаимодействуют с металлами, расположенными в вытеснительном ряду до водорода и после него. Как именно — узнаете в старших классах.

Следует также знать и помнить о том, что металлы Li, K, Ba, Sr, Ca, Na вытесняют Гидроген не только из кислот, но и из воды, в которой кислоты растворены. Поэтому запись только одного уравнения (металл + кислота) не совсем соответствует действительности. Пользуясь вытеснительным рядом металлов, легко определить, будет взаимодействовать металл с кислотой или нет.

Поработайте группами

1. В проведённых опытах активность магния была высокой, цинка — несколько меньше, а медь вообще не реагировала с кислотой. Пользуясь вытеснительным рядом, выясните, как это согласуется с местом магния, цинка и меди в нём.
2. Руководствуясь вытеснительным рядом металлов, спрогнозируйте возможность взаимодействия металла с кислотой по полусхемам:
 - а) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$
 - б) $\text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$



Кратко о главном

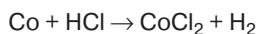
- ✓ Вытеснительный ряд, или ряд активности, — это ряд, в котором металлы расположены по их способности вытеснять Гидроген из кислот.
- ✓ Металлы, расположенные в ряду активности до водорода, вытесняют Гидроген из кислот в виде простого вещества водорода (H_2), металлы, расположенные в ряду активности после водорода — не вытесняют его.
- ✓ Качественной реакцией на водород является его взаимодействие с кислородом, при котором происходит приглушённый хлопок — маленький взрыв. Для этой реакции достаточно зажжённую спичку поднести к отверстию пробирки с водородом.
- ✓ Реакция замещения — это реакция между простым и сложным веществами, продуктами которой являются новые простое и сложное вещества.

Знаем, понимаем

1. Объясните, на основании чего Н. Бекетов составил вытеснительный ряд металлов.
2. Чем объяснить, что в вытеснительном ряду металлов имеется простое газообразное вещество водород?
3. Дайте определение реакции замещения. Приведите примеры.
4. В чём проявляется прогностическая функция вытеснительного ряда?
5. Узнайте, как деятельность Н. Бекетова связана с Украиной, и сообщите эту информацию одноклассникам.

Применяем

107. Укажите формулы тех веществ, которые вытесняют водород из кислот: Hg, Cl_2 , Mn, Pb, Hg, C, Cd, Pt. Запишите соответствующие уравнения химических реакций, если в образованных сложных веществах атомы, замещающие Гидроген в кислотах, — двухвалентные.
108. Укажите тип химической реакции, протекающей по представленной схеме.



А соединения **Б** обмена **В** замещения **Г** разложения

109. Выберите лишнее в каждом из перечней:

а) Mg, Cu, Fe; б) Zn, Cu, Hg.

110. Установите соответствие между схемой уравнения реакции и типом реакции.

Схема уравнения реакции	Тип реакции
1 $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$	А замещения
2 $HgO \rightarrow Hg + O_2$	Б соединения
3 $Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$	В разложения
	Г нейтрализации

111. Спрогнозируйте, какой из металлов — цинк или олово — за одно и то же время вытеснит больший объём водорода из хлоридной кислоты при условии, что количество вещества обоих металлов одинаковое, а для проведения реакции использовали кислоту с одинаковым содержанием гидроген хлорида.

§ 34.

Понятие о солях

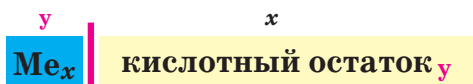
В предыдущем параграфе среди продуктов реакции были вещества с формулами MgSO_4 и ZnCl_2 . Сравним состав этих формул и формулы Na_3PO_4 , чтобы выяснить, что в них общего. Для этого разделим каждую формулу чертой на две части:



Легко заметить, что первая часть обеих формул представлена символами металлических элементов, а вторая — кислотными остатками. Кроме рассмотренных примеров, существует много веществ, образованных из атомов металлических элементов и кислотных остатков. Все они относятся к одному классу неорганических соединений, получившему название *соли*.

Соли — это продукты замещения атомами металлических элементов атомов Гидрогена в молекулах кислот.

Формулу солей можно записать в общем виде:



В отличие от кислот, соли имеют немолекулярное строение, их структурными частицами являются ионы — катионы металлических элементов и анионы кислотных остатков.



Подумайте и сделайте вывод о том, с чем в формуле соли совпадает валентность металлического элемента, а с чем — валентность кислотного остатка.

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ (речь пойдёт только о *средних солях*, которые соответствуют представленной общей формуле и являются продуктами полного замещения атомов Гидрогена атомами металлических элементов).

Название солей состоит из двух слов: названия металлического элемента и названия кислотного остатка в именительном падеже. Если у металлического элемента валентность переменная, её указывают, как в оксидах, в круглых скобках после его символа без интервала, например: NaCl — натрий хлорид, FeSO_4 — феррум(II) сульфат.

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ называть соли согласно современной научной украинской номенклатуре;
- ◆ составлять химические формулы солей;
- ◆ характеризовать физические свойства солей.

Названия солей пишутся с маленькой буквы. По падежам изменяется второе слово названия, например:

«Для реакции было взято 10 г натрий *хлорида*».

«При проведении опыта воспользовались калий *сульфатом*».

Кроме современных названий солей, соответствующих указанным правилам, для некоторых солей сохранились исторические названия, например: NaCl — поваренная соль; NaHCO_3 — питьевая сода.

КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ. Ознакомьтесь с представленными формулами солей:

1) K_2SO_4 ; 2) KHSO_4 ; 3) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$; 4) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Среди них только первая формула является продуктом полного замещения атомов Гидрогена атомами одного металлического элемента в кислоте. Согласно правилам номенклатуры, её название — *калий сульфат*. Она является представителем **средних солей**.

Во второй формуле Гидроген замещён атомом металлического элемента частично. То есть один из двух атомов Гидрогена остался в составе формульной единицы вещества. Соли с неполным замещением атомов Гидрогена называются **кислыми**. Составляя название кислой соли, обязательно отмечают наличие Гидрогена. Поэтому название соли под номером 2 — *калий гидрокгенсульфат*.

Формуле под номером 3, в отличие от средней соли MgCl_2 , не достаёт одного кислотного остатка, а вместо него имеется гидроксильная группа. Эта группа является характерной для оснований. Поэтому соль $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ относят к **основным солям**.

В четвёртой формуле замещение Гидрогена произошло атомами двух разных металлических элементов. Такие соли получили название **двойных солей** (схема 16).

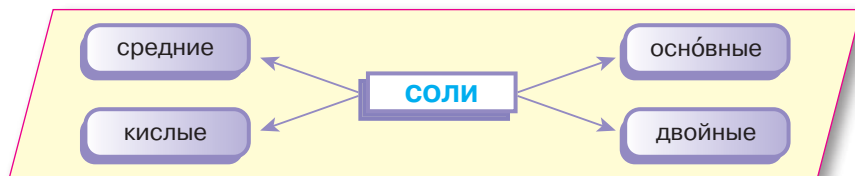


Схема 16 Классификация солей

Изучая химию в школе, вам придётся иметь дело преимущественно со средними солями и изредка — с кислыми.

СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ СРЕДНИХ СОЛЕЙ.

Определяя валентность металлического элемента в формуле соли или составляя формулы солей, придерживаются общего правила.

В химической формуле соли сумма единиц валентности атомов металлического элемента равна сумме единиц валентности кислотного остатка.

Пример 1.

Определите валентность Хрома в солях по формулам:
а) CrSO_4 ; б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Решение

Обе соли содержат двухвалентный кислотный остаток сульфатной кислоты.

Сумма единиц валентности кислотного остатка в первой формуле составляет 2. Такой же должна быть и сумма валентностей атомов Хрома. Поскольку атом Хрома в этой формуле один, то обе валентности принадлежат ему. Следовательно, валентность Хрома в формуле CrSO_4 равна II.

Во второй формуле кислотных остатков три. Следовательно, сумма единиц их валентностей составляет 6 ($2 \cdot 3 = 6$). Поскольку атомов Хрома в этой формуле два, а сумма единиц их валентностей также равна 6, то для определения валентности атома Хрома выполним действие деления: $6 : 2 = 3$. Следовательно, валентность Хрома в этом соединении равна III.

О т в е т: а) $\overset{\text{II}}{\text{CrSO}_4}$; б) $\overset{\text{III}}{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}$.

Пример 2.

Составьте формулу алюминий нитрата.

Решение

1. Записываем символы металлического элемента и кислотного остатка:



2. Над символом металлического элемента и кислотным остатком указываем валентность.



3. Для единиц валентности металлического элемента и кислотного остатка находим наименьшее общее кратное: это число 3.

4. Делением общего кратного 3 на валентность металлического элемента и кислотного остатка находим индексы:

а) $3 : 3 = 1$ (индекс Алюминия);

б) $3 : 1 = 3$ (индекс кислотного остатка).

Найденные индексы вписываем в формулу алюминий нитрата: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

О т в е т: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Как и у оксидов, в формулах кислот чётных индексов нет. Поэтому при составлении формул кислот по валентности сокращают чётные индексы.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ. При нормальных условиях соли находятся только в твёрдом состоянии. Это тугоплавкие кристаллические вещества, поэтому для перевода их в жидкое состояние, не говоря уже о парообразном, требуются высокие температуры. Например, температура плавления барий сульфида равна 2200°C . Соли — вещества без запаха.

По способности растворяться в воде соли классифицируют на: *растворимые* (например, натрий хлорид, калий нитрат), *малорастворимые* (например, магний сульфит, плюмбум(II) хлорид) и *нерастворимые* (например, кальций карбонат, барий сульфат). Информацию о растворимости

солей, а также кислот и оснований можно получить из таблицы растворимости этих соединений в воде (см. приложение 3, с. 255).

Можно подумать, что класс веществ «Соли» получил своё название из-за солёного вкуса его соединений. На самом деле существует только одна соль с действительно солёным вкусом, и она хорошо вам известна — это натрий хлорид. Врачи предостерегают от чрезмерного употребления поваренной соли, однако в жизненно необходимых порциях натрий хлорида нуждаются организмы и человека, и животных. А нужна соль для поддержания состава крови, а также выработки желудочного сока. Физиологический раствор, капельницы с которым используют для лечения больных, является ничем иным, как раствором натрий хлорида.

Сладкие на вкус соли Бериллия, горькие — Магния, не имеет вкуса кальций карбонат CaCO_3 . Преобладает смешанный вкус солей — сладко-кислый, солёно-горький и др.

ПОМНИТЕ!

В химическом кабинете соли (как и любые другие вещества) ни в коем случае нельзя пробовать на вкус!

Соли чаще всего белого цвета. Однако цвет ферум(III) хлорида FeCl_3 — коричнево-красный, аргентум ортофосфата Ag_3PO_4 — жёлтый, кобальт(II) нитрата — изумрудно-зелёный, никель(II) нитрата — розовый.

Для подтверждения физических качеств солей внимательно рассмотрите образцы солей, которые учитель продемонстрирует вам на уроке, а также изображённые на *рисунке 45*. Об их распространении в природе вы узнаете уже в этом учебном году.

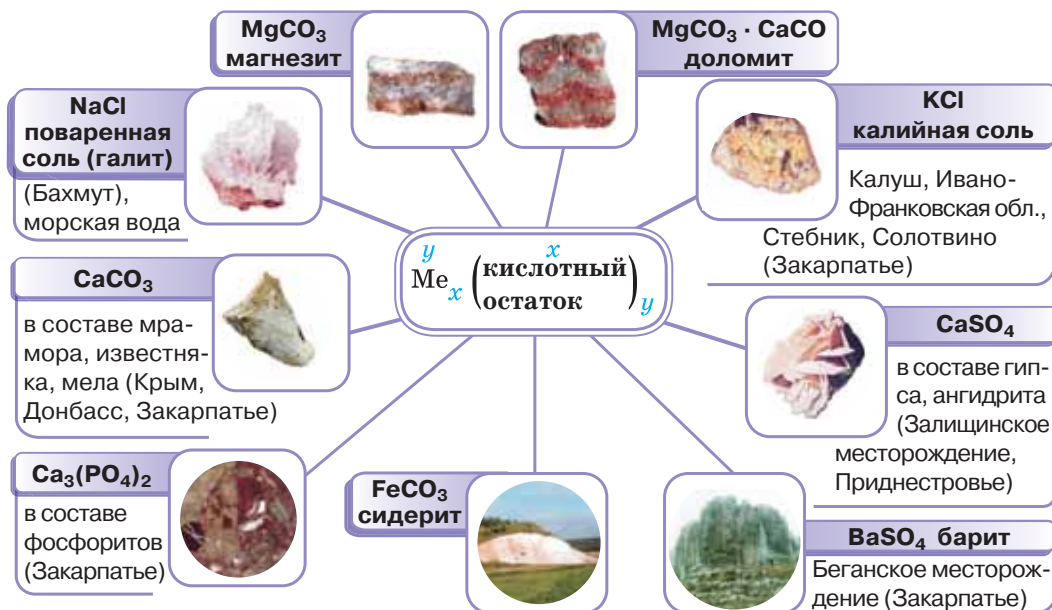


Рис. 45

Соли в природе

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание 1. Исследуйте физические свойства солей, которые есть у вас дома (это могут быть натрий хлорид, или поваренная соль, натрий гидрогенокарбонат, или питьевая сода, купрум(II) сульфат (входит в состав медного купороса), кальций карбонат (основная составляющая мела) и некоторые другие), по следующему плану: 1) агрегатное состояние; 2) растворимость в воде; 3) цвет; 4) запах. Полученные результаты запишите в тетрадь.

Задание 2. Опытным путём убедитесь в тугоплавкости поваренной соли. Для этого поместите столовую ложку соли на сухую чистую сковородку и нагрейте её на плите в течение 2–3 мин (на бытовой плите можно достичь температуры около 800 °С). Удалось ли вам расплавить соль? Сделайте вывод, к тугоплавким или легкоплавким веществам относится поваренная соль.

Задание 3. Проведите исследование растворимости в воде двух солей Натрия — поваренной соли и питьевой соды. Сначала воспользуйтесь холодной водой, а затем — тёплой. Опишите последовательность проведения опыта и полученные результаты. У какой соли при комнатной температуре растворимость больше?

Кратко о главном



- ✓ К классу солей относятся вещества, химические формулы которых состоят из металлических элементов и кислотных остатков.
- ✓ В формулах солей сумма единиц валентности металлического элемента равна сумме единиц валентности кислотного остатка.
- ✓ Составляя формулу соли, необходимо знать валентность металлического элемента и кислотного остатка.
- ✓ По современной номенклатуре, названия солей состоят из названий металлического элемента и кислотного остатка и указывают валентность тех металлических элементов, у которых она переменная.
- ✓ При обычных условиях соли находятся в твёрдом агрегатном состоянии, многие из них хорошо растворимы в воде, большинство — белого цвета.

Страничка эрудита



Среди солей карбонатной кислоты самая распространённая в природе — кальций карбонат CaCO_3 . Это основная составляющая мрамора, мела, известняка, доломита. В природе существует ещё одна необычная её форма: из кальций карбоната и незначительного количества других веществ в теле некоторых моллюсков формируются жемчужины — гладкие, с перламутровым отблеском образования, содержащие 86–90 % кальций карбоната. Кроме него, жемчужины содержат 6–12 % органического клейкого вещества конхиолина, выделяемого моллюском.

Жемчужина формируется в раковине моллюска вокруг раздражителей — чаще всего песчинок — и вырастает величиной с горошину примерно за 12 лет. Большие жемчужины правильной формы — чрезвычайная редкость.

Скелет коралловых полипов близок по составу к жемчугу. Значительные скопления коралловых полипов образуют коралловые рифы. Благодаря археологическим раскопкам выяснилось, что люди издавна изготавливают украшения из кораллов (такое название имеет скелет коралловых полипов). В зависимости от содержания определённых органических веществ кораллы бывают различной окраски: розовой, красной и даже чёрной. Владельцам кораллов необходимо помнить, что даже при лёгком нагревании эти драгоценности теряют свой цвет.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение солей и опишите их физические свойства.
2. Объясните правила номенклатуры солей.
3. Почему в названии соли «купрум(II) сульфат» валентность металлического элемента указана, а в названии «магний сульфат» — нет?

Применяем

112. Из представленных формул выпишите формулы солей и назовите их по современной номенклатуре:
 H_2S , KOH , CuS , $FeCO_3$, $Ca_3(PO_4)_2$, MgO , Na_2SiO_3 .
113. Составьте формулы солей: манган(II) нитрата, кальций карбоната, натрий сульфита, феррум(III) сульфата, барий ортофосфата, калий силиката.
114. Выберите лишнее в каждом перечне формул:
 а) H_2CO_3 , $MgCO_3$, $CaCO_3$;
 б) KOH , K_2SO_4 , K_3PO_4 .
- Аргументируйте свой выбор.
115. Установите соответствие между формулами солей и их названиями.

Формула соли		Название соли	
1	$FeCO_3$	А	кальций хлорид
2	KCl	Б	аргентум(I) нитрат
3	$Fe_2(SO_4)_3$	В	калий хлорид
4	$AgNO_3$	Г	феррум(II) карбонат
		Д	феррум(III) сульфат

116. Расположите формулы солей по возрастанию суммы всех индексов в формуле.
 А K_2MnO_4
 Б $NaCl$
 В $MgCO_3$
 Г $AlNO_3$
117. Проанализируйте утверждения 1 и 2 и выберите правильный вариант ответа.
Утверждение 1. Соли — солёные на вкус легкоплавкие вещества.
Утверждение 2. Сумма индексов в формуле натрий ортофосфата равна 8.
 А Правильно только утверждение 1
 Б Правильно только утверждение 2
 В Правильны оба утверждения
 Г Неправильны оба утверждения
118. На основе информации параграфа предложите способ распознавания в ёмкостях без этикеток трёх солей: натрий хлорида, купрум(II) сульфата, кальций карбоната.

§ 35.

Взаимодействие оксидов с водой, действие

на индикаторы образованных продуктов реакции

В начале учебного года вы повторили такое свойство воды, как взаимодействие с оксидами. Поскольку оно касается оксидов, то, изучая их химические свойства, есть смысл вернуться к этому учебному материалу ещё раз.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ФОСФОР(V) ОКСИДА С ВОДОЙ. Проведём демонстрационный опыт.

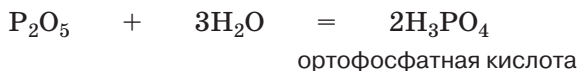
Опыт 1. Растворим в горячей воде фосфор(V) оксид P_2O_5 (твёрдое вещество белого цвета). Образовавшийся раствор поместим в две пробирки. В первую пробирку добавим несколько капель индикатора *лакмуса*; во вторую — индикатора *метилового оранжевого* (рис. 46).



Вспомните изменение цвета индикаторов в растворах кислот и щелочей. При необходимости обратитесь к § 2.

Будем наблюдать, как в обеих пробирках растворы приобрели розовый цвет. Результаты наблюдения свидетельствуют о появлении в пробирках раствора кислоты.

Откуда она появилась, если в колбу к оксиду доливали воду? Вывод один — кислота образовалась из фосфор(V) оксида и воды. И это действительно так. Часть воды вступила во взаимодействие с фосфор(V) оксидом, и образовалась ортофосфатная кислота.



Воды было добавлено с избытком, поэтому другая её часть растворила в себе образовавшуюся кислоту, раствор которой мы и испытали индикатором.

Многие оксиды неметаллических элементов, а также оксиды некоторых металлических элементов с высоким значением валентности (V, VI, VII), подобно фосфор(V) оксиду, соединяются с водой и образуют кислоты.

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ выяснить, какие вещества образуются при взаимодействии оксидов с водой;
- ◆ научиться составлять формулы оксидов кислот и оснований;
- ◆ повторить индикаторы и вспомнить действие на них растворов щелочей и кислот;
- ◆ развивать умения безопасной работы с веществами;
- ◆ развивать наблюдательность;
- ◆ формировать умение обобщать результаты химического эксперимента.



Рис. 46

Иллюстрация опыта 1

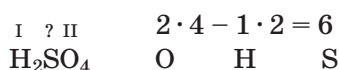
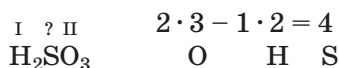
Из известных вам оксидов неметаллических элементов не реагирует с водой силиций(IV) оксид SiO_2 — основная составляющая речного песка.

Вы уже знаете, что Сульфур входит в состав двух оксигеносодержащих кислот — сульфитной H_2SO_3 и сульфатной H_2SO_4 . Какие оксиды взаимодействовали с водой и образовали эти кислоты? Ответ помогут найти приведённые ниже два правила.

1. Валентность кислотообразующего элемента в кислоте и в соответствующем ей оксиде одинакова.

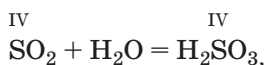
2. Чтобы определить валентность кислотообразующего элемента по формуле оксигеносодержащей кислоты, необходимо из суммы единиц валентности Оксигена вычесть сумму единиц валентности Гидрогена.

Воспользуемся этими правилами и определим валентность Сульфура в сульфитной и сульфатной кислотах.

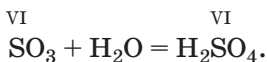


Вычисления показали, что Сульфур в сульфитной кислоте четырёхвалентный, а в сульфатной — шестивалентный.

Следовательно, сульфитная кислота образуется по уравнению:



а сульфатная — по уравнению:



Поработайте группами

1. Воспользовавшись представленными правилами, определите валентность Мангана в перманганатной кислоте HMnO_4 , Карбона — в карбонатной. По установленной валентности запишите формулы оксидов, соответствующих этим кислотам.

2. Напишите уравнения реакций получения перманганатной и карбонатной кислот взаимодействием установленных вами оксидов с водой.

ПОНЯТИЕ О ГИДРАТАХ ОКСИДОВ. Вещества, являющиеся продуктами взаимодействия воды с оксидами, имеют общее название **гидраты оксидов**. В рассмотренных примерах (учитывая вашу работу в группах) гидратами оксидов стали кислоты.

Обратите внимание! Они образовались из кислотных оксидов неметаллических элементов Фосфора, Сульфура, Карбона и оксида металлического элемента Мангана с высокой валентностью.

Многие металлические элементы проявляют высокую валентность — I, II. Какие гидраты оксидов образуют их оксиды? Выясним это, проведя демонстрационный опыт с кальций оксидом CaO.

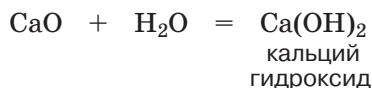
ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КАЛЬЦИЙ ОКСИДА С ВОДОЙ.

Опыт 2. В фарфоровую чашку поместим небольшое количество кальций оксида (негашёной извести) и осторожно добавим немного воды (рис. 47).

Наблюдается «закипание» образовавшейся смеси. Оно вызвано тем, что негашёная известь активно реагирует с водой и реакция сопровождается сильным разогревом. После окончания этой реакции содержимое фарфоровой чашки растворим в избытке воды и образовавшуюся неоднородную смесь профильтруем. В дальнейшем будем работать с прозрачным фильтратом, который разделим на три пробирки.

В первую пробирку добавим несколько капель лакмуса и будем наблюдать, как раствор сразу приобретёт синюю окраску. Изменение цвета использованного индикатора свидетельствует о наличии в растворе щёлочи.

Рассмотрим уравнение реакции между кальций оксидом и водой и выясним, что это за щёлочь.



Проведённый опыт свидетельствует о том, что, кроме кислот, гидратами оксидов являются растворимые в воде основания — щёлочи.

ДЕЙСТВИЕ ИНДИКАТОРОВ НА РАСТВОРЫ ОСНОВАНИЙ (ЩЁЛОЧИ).

Формулируем гипотезу (предвидение), что лакмус можно использовать как индикатор для выявления не только кальций гидроксида, но и других щелочей. С целью проверки гипотезы проведём опыт.

Опыт 3. Налъём в пробирку 1–2 мл раствора натрий гидроксида (NaOH) и добавим к нему несколько капель раствора лакмуса (рис. 48). Наблюдение подтверждает наше предвидение: раствор стал одинакового с раствором кальций гидроксида синего цвета.



Рис. 47

Взаимодействие кальций оксида с водой

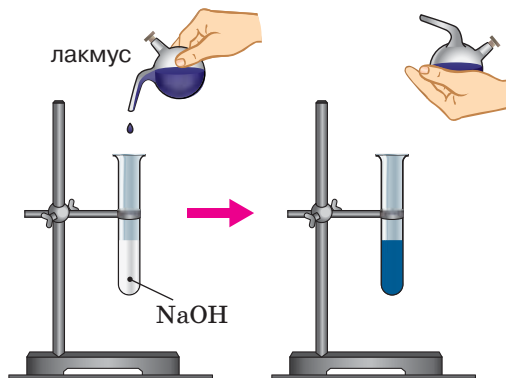


Рис. 48

Иллюстрация опыта 3

метилоранж

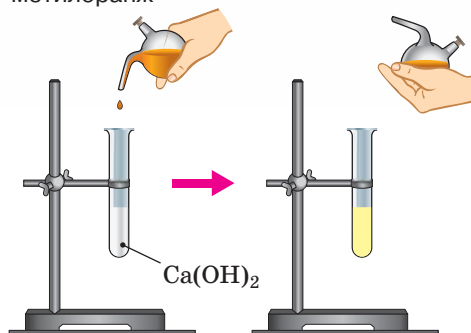


Рис. 49 Иллюстрация опыта 4

фенолфталеин

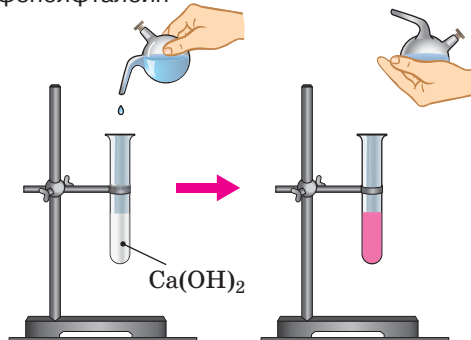


Рис. 50 Иллюстрация опыта 6

Опыт 4.

Во вторую пробирку с раствором кальций гидроксида добавим несколько капель раствора метилового оранжевого (метилоранжа). Наблюдаем, как раствор становится жёлтым (рис. 49).

Опыт 5.

Добавим несколько капель раствора метилового оранжевого в раствор натрия гидроксида или раствор другого растворимого в воде основания. Получим результат, одинаковый с опытом 4.

Существует ещё одно вещество, очень чувствительное к наличию в растворе оснований — это фенолфталеин. Вспомните, раствор этого вещества в воде бесцветный. Проведём опыт.

Опыт 6.

В третью пробирку с раствором кальций гидроксида добавим несколько капель раствора фенолфталеина — раствор сразу же становится ярко-малинового цвета (рис. 50).

Опыт 7.

Добавим несколько капель фенолфта-

леина в раствор натрия гидроксида или другого растворимого в воде основания. Наблюдаем результат, одинаковый с опытом 6.

В растворах оснований (щелочей) лакмус изменяет свой цвет на синий, фенолфталеин приобретает ярко-малиновую окраску, а метиловый оранжевый — жёлтую.

Щелочей не так много. К ним относятся гидраты оксидов щелочных элементов, а также Кальция, Стронция, Бария.

Поработайте группами

1. Напишите формулы и названия указанных щелочей.
2. Как водные растворы этих веществ будут действовать на индикаторы?
3. Напишите формулы оснований, соответствующих купрум(II) оксиду и феррум(III) оксиду.

Продолжим исследовать взаимодействие оксидов с водой.

Опыт 8. Поместим в химический стакан немного купрум(II) оксида, добавим к нему воды, тщательно размешаем, после чего профильтруем. В прозрачный фильтрат добавим несколько капель раствора фенолфталеина. Появления малиновой окраски не произошло.

Опыт 9. Аналогичный результат получим и в случае с феррум(III) оксидом. Это доказывает, что не все основания добывают взаимодействием соответствующего оксида с водой. Но и не значит, что гидраты оксидов для них не характерны. Просто их получают другим способом.

Чтобы закрепить знания о действии индикаторов на растворы кислот и щелочей, выполните лабораторные опыты 2 и 3.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Лабораторный опыт 2.

Действие водных растворов щелочей на индикаторы

Для проведения опыта вам понадобятся: растворы щелочей, растворы индикаторов, пробирки, штатив для пробирок, дистиллированная вода.

Задание 1. Проведите экспериментальную проверку действия водных растворов выданных вам щелочей на лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Для выполнения опыта в три пробирки налейте по 1 мл раствора щёлочи и добавьте по несколько капель раствора индикатора щелочной среды. *В одну пробирку добавьте только один индикатор!*

Задание 2. Для сравнения в следующие три пробирки налейте дистиллированную воду и повторите опыт с каждым индикатором. Наблюдайте за изменениями в каждой из шести пробирок. Результаты наблюдений запишите в рабочей тетради в виде таблицы, отметив в графах с индикаторами цвет, который каждый из них приобрёл в растворах щелочей и в воде.

Таблица для фиксации результатов

№ пробирки	Исследуемое вещество	Индикаторы		
		лакмус	метиловый оранжевый	фенолфталеин
1				
2				
3				
4				
5				
6				

По результатам проведённого исследования сформулируйте вывод.

Лабораторный опыт 3.

Действие водных растворов кислот на индикаторы

Для проведения опыта вам понадобятся: растворы кислот, растворы индикаторов, пробирки, штатив для пробирок, дистиллированная вода.

Задание 1. Проведите экспериментальную проверку действия выданного вам водного раствора кислоты (кислот) на лакмус и метиловый оранжевый.

Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора кислоты (может быть как одинаковая кислота во всех пробирках, так и разные) и добавьте по несколько капель раствора индикатора. *В одну пробирку добавьте только один индикатор!*

Задание 2. Для сравнения ещё в две пробирки налейте дистиллированной воды и повторите опыт с индикаторами. Наблюдайте за изменениями в каждой из четырёх пробирок. Результаты наблюдений запишите в рабочей тетради в виде таблицы, указав в графах с индикаторами цвет, которой каждый из них приобрёл в растворах кислоты и воде.

Таблица для фиксации результатов

№ пробирки	Исследуемое вещество	Индикаторы	
		лакмус	метиловый оранжевый
1			
2			
3			
4			

По результатам проведённого исследования сформулируйте вывод.



Кратко о главном

- ✓ Оксиды щелочных металлических элементов, а также кальций оксид CaO , стронций оксида SrO , барий оксида BaO взаимодействуют с водой и образуют растворимые основания или щёлочи.
- ✓ Оксиды других металлических элементов с низкой валентностью (I и II) с водой не взаимодействуют, однако соответствующие им нерастворимые в воде основания существуют, например CuOH и Cu(OH)_2 .
- ✓ Большинство оксидов неметаллических элементов взаимодействуют с водой при обычных условиях, образуя кислоты.
- ✓ Валентность кислотообразующего элемента в кислоте равна его валентности в соответствующем оксиде.
- ✓ Кислоты и основания имеют общее название — гидраты оксидов.
- ✓ Кислоты и щёлочи в растворе можно обнаружить с помощью индикаторов. Лакмус и метиловый оранжевый являются индикаторами кислот; фенолфталеин, лакмус и метиловый оранжевый — щелочей.



Первый индикатор был изготовлен из природного сырья. Как-то английскому учёному **Роберту БОЙЛЮ** (1627–1691) понадобилась ёмкость, в которой он сделал водную настойку лакмусового лишайника. Он освободил ёмкость от настойки, налил в неё хлоридной кислоты и увидел, что бесцветный до этого раствор кислоты стал красным. Затем он добавил несколько капель настойки в раствор натрий гидроксид. На этот раз раствор стал синим. Так был открыт и впервые использован индикатор кислой и щелочной сред, который называли лакмусом. Впоследствии настойкой начали пропитывать полоски бумаги, а затем их высушивали и использовали в химических лабораториях.

Знаем, понимаем

1. Перечислите химические элементы, оксиды которых взаимодействуют с водой с образованием оснований. Приведите примеры.
2. Какие основания получили название щелочей?
3. Приведите примеры химических элементов, оксиды которых взаимодействуют с водой с образованием кислот. Приведите примеры.

Применяем

119. Установите соответствие между формулами оксидов и формулами гидратов оксидов, записав их парами в тетрадь.

Формулы оксидов		Формулы гидратов оксидов	
1	CuO	А	CuOH
2	Cu ₂ O	Б	Cu(OH) ₂
3	CrO	В	H ₂ CrO ₄
4	CrO ₃	Г	Cr(OH) ₂
		Д	Cr(OH) ₃

120. Укажите как можно больше характеристик для перечня формул:

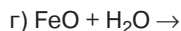
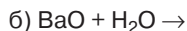
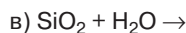
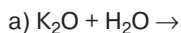


121. Выберите лишнюю формулу в каждом списке:



Аргументируйте свой выбор.

122. Напишите уравнения возможных реакций согласно полусхемам.



123. Три пробирки без этикеток наполнены на треть внешне одинаковыми жидкостями. Известно, что в одной содержится вода, в другой — раствор кислоты, а в третьей — раствор основания. Как опытным путём выяснить, в какой из пробирок находится каждое вещество?

124. Как вы считаете, почему для выполнения лабораторного опыта 1 нужны были три пробирки, а для лабораторного опыта 2 — две?

§ 36.

Общие химические свойства ОКСИДОВ

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ составлять уравнения реакций, характеризующие химические свойства оксидов;
- ◆ ознакомиться с новым типом реакций — реакциями обмена;
- ◆ применять знания номенклатуры оксидов;
- ◆ различать несолеобразующие и солеобразующие оксиды;
- ◆ пополнить знания о классификации веществ классификацией оксидов;
- ◆ повторить правила номенклатуры солей;
- ◆ развивать умение проводить классификацию веществ.

Химически оксиды — довольно активные вещества. Для них характерно взаимодействие с: 1) водой; 2) кислотами; 3) щелочами; 4) другими оксидами. Перейдём к рассмотрению указанных свойств.

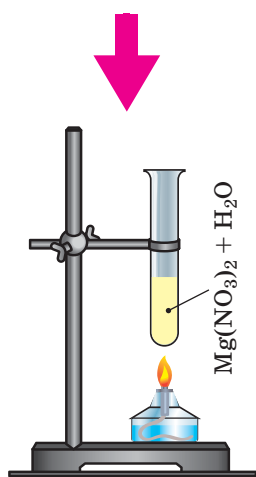
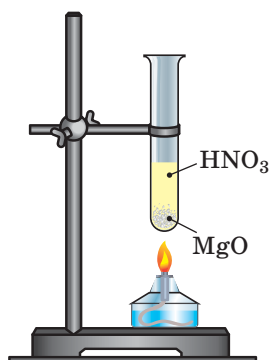


Рис. 51

Иллюстрация опыта 1

1. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОКСИДОВ С ВОДОЙ. Это свойство оксидов детально рассмотрено в предыдущем параграфе. Отметим лишь то, что:

- с водой взаимодействуют оксиды металлических элементов, расположенных в I и II группах главных подгруппах (исключения — Бериллий, Магний). Продуктами взаимодействия являются щёлочи — растворимые основания;
- большинство оксидов неметаллических элементов взаимодействуют с водой, образуя кислоты.

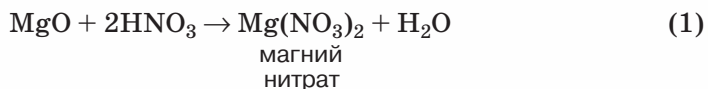
Выяснить другие химические свойства оксидов помогут демонстрационные опыты.

2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОКСИДОВ С КИСЛОТАМИ. ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ. Если с кислотами взаимодействуют только металлы, расположенные в вытеснительном ряду до водорода (см. § 33), то для оксидов металлических элементов таких ограничений не существует. С кислотами взаимодействуют оксиды как металлических элементов, расположенные в вытеснительном ряду до водорода, так и металлических элементов, находящиеся в нём после водорода. Подтвердим это опытами.

Опыт 1.

Поместим в пробирку несколько граммов магний оксида — твёрдого, нерастворимого в воде вещества белого цвета — и добавим к нему 2–3 мл раствора нитратной кислоты. Для ускорения реакции содержимое пробирки подогреем. Спустя некоторое время осадок исчезает (рис. 51).

Это химическое явление описывают следующим уравнением реакции:

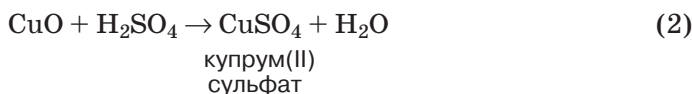


Как видим, продуктами реакции являются соль и вода.

Опыт 2.

Поместим в пробирку несколько граммов купрум(II) оксида — твёрдого, нерастворимого в воде вещества чёрного цвета — и добавим к нему 2–3 мл раствора сульфатной кислоты. Для ускорения реакции содержимое пробирки подогреем. Довольно быстро заметим, что жидкость в пробирке приобретает голубой цвет, а содержание в ней купрум(II) оксида уменьшается (рис. 52).

Появление окраски свидетельствует о протекании химического явления.



Как и в предыдущем опыте, продуктами реакции являются соль и вода.

Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли, называются **основными оксидами**. Гидратами этих оксидов являются основания. К основным оксидам относятся исключительно оксиды металлических элементов, преимущественно с небольшим значением валентности — I, II.

РЕАКЦИИ ОБМЕНА. Вспомните определение реакций соединения, разложения, замещения и сделайте вывод о том, к каким из них относятся рассмотренные реакции. Анализ формул веществ до и после реакции показывает, что эти уравнения не относятся ни к одной из них. Очевидно, это новый тип реакций. Что в нём особенного? Во-первых, он характеризуется отсутствием простых веществ, а во-вторых, реагентами и продуктами реакции являются два сложных вещества.

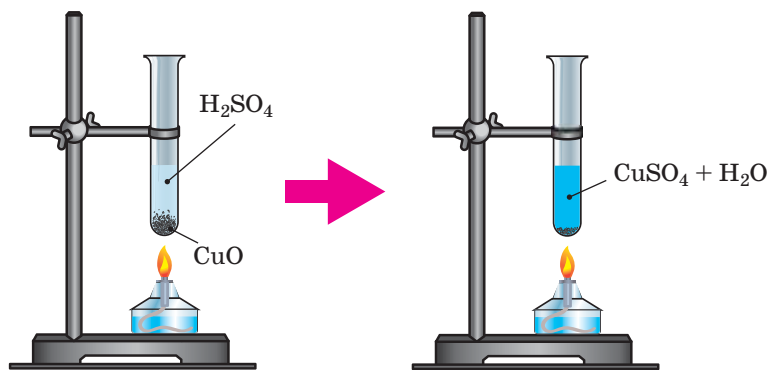
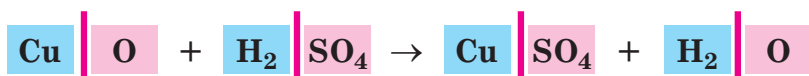
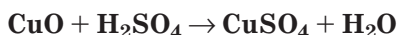


Рис. 52

Иллюстрация опыта 2

Реакция, при которой два сложных вещества обмениваются составными частями, в результате чего образуются новые сложные вещества, называется **реакцией обмена**.

Воспользовавшись уравнением реакции обмена между купрум(II) оксидом и сульфатной кислотой, схематически проиллюстрируем это определение.



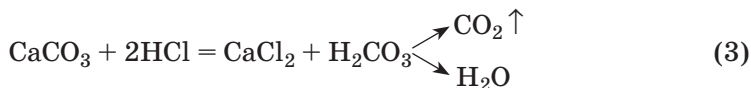
Как вам известно, первой составляющей оксидов является любой металлический или неметаллический элемент, второй — Оксиген. Первой составляющей кислот является Гидроген, второй — кислотный остаток. В представленном уравнении первые части сложных веществ окрашены в синий цвет, вторые — в красный.

Это позволяет легко заметить, что оксид обменял свою вторую составляющую — Оксиген — на вторую составляющую кислоты — кислотный остаток и образовалась соль. Если же рассматривать кислоту, то можем сказать, что её первая составляющая — атомы Гидрогена — поменялась местами с атомом металлического элемента, а следовательно, они соединились с Оксигеном и образовали воду.

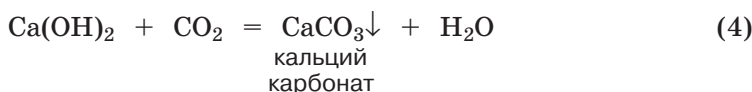
3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОКСИДОВ СО ЩЕЛОЧАМИ. КИСЛОТНЫЕ ОКСИДЫ. Проведём опыт, известный вам ещё из курса природоведения, — взаимодействие углекислого газа с известковой водой, то есть раствором щёлочи — кальций гидроксидом $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Опыт 3.

Нальём в пробирку 2–3 мл прозрачного раствора кальций гидроксидом (известковой воды). В прибор для получения газов поместим кусочки мрамора, основная составляющая которого — кальций карбонат, и добавим хлоридной кислоты. Откроем зажим на газоотводной трубке. Кислота начнёт взаимодействовать с кальций карбонатом, будет наблюдаться активное выделение углекислого газа.



Углекислый газ по газоотводной трубке поступает в посудыны с известковой водой, и прозрачный раствор достаточно быстро мутнеет. Напишем уравнение реакции и выясним, какое из образовавшихся веществ выпало в осадок (в химии любое помутнение называют осадком, потому что оно вызвано образованием нерастворимого вещества).

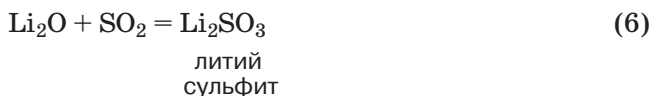


Как и в предыдущих опытах с оксидами металлических элементов, продуктами реакции являются два сложных вещества — соль и вода. Но на этот раз соль образовалась из оксида неметаллического элемента.

Оксиды, которые взаимодействуют с основаниями и образуют соль, называются **кислотными оксидами**.

К кислотным оксидам относится большинство оксидов неметаллических элементов, а также оксиды металлических элементов с высокой валентностью.

4. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОСНОВНЫХ И КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ МЕЖДУ СОБОЙ. Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами.



Это взаимодействие характерно для оксидов, гидратами которых являются растворимые основания — щёлочи.

Обратите внимание! В образующейся соли будет кислотный остаток кислоты, которая соответствует взятому для реакции кислотному оксиду.



Подумайте, к какому типу химических реакций относится взаимодействие основных оксидов с кислотными.

ПОНЯТИЕ О СОЛЕОБРАЗУЮЩИХ И НЕСОЛЕОБРАЗУЮЩИХ ОКСИДАХ. Рассмотренные в этом параграфе примеры химических явлений свидетельствуют о том, что из оксида можно получить соль, подействовав на него кислотой или щёлочью. Однако некоторые оксиды этим свойством не обладают. Это касается карбон(II) оксида CO, азот(II) оксида N₂O, азот(II) оксида NO, водород оксида H₂O. В связи с этим оксиды разделяют на **солеобразующие** и **несолеобразующие**.

КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ. Обобщим в виде схемы рассмотренное в процессе изучения химических свойств оксидов разделение веществ этого класса на группы. Как видно из схемы 17 (с. 190), среди солеобразующих оксидов выделяют основные, кислотные и амфотерные оксиды. С представителями основных и кислотных оксидов, а также их определениями вы только что ознакомились. Об амфотерных оксидах и их гидратах вы узнаете, изучая § 39.



Приведите примеры
солеобразующих
оксидов.

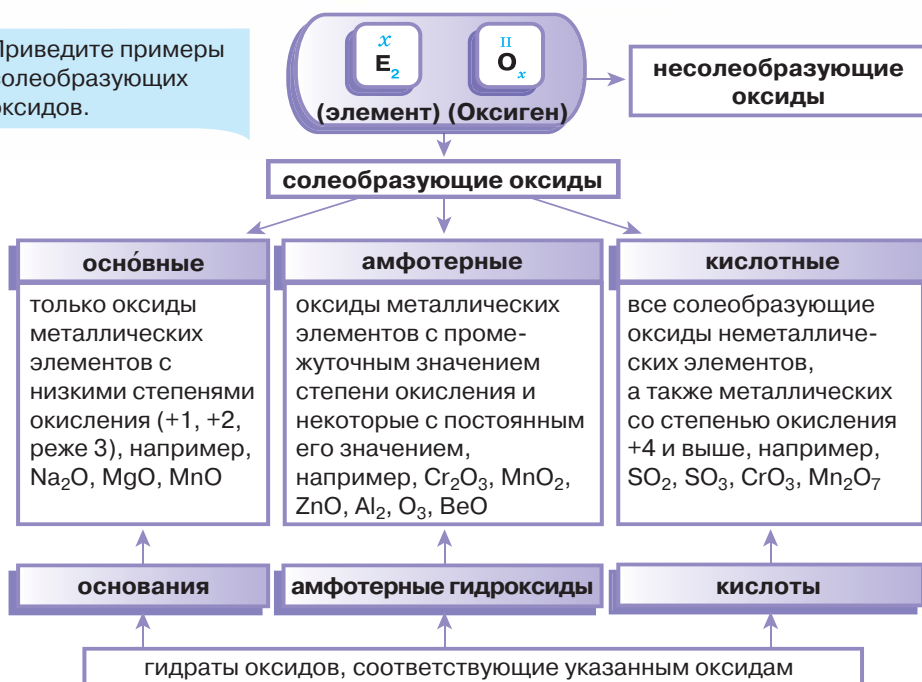


Схема 17

Классификация оксидов

Поработайте группами

Рассмотрите схему классификации оксидов и узнайте, какие гидраты оксидов соответствуют каждой группе. Составьте формулы гидратов оксидов, которые соответствуют представленным в схеме формулам оксидов.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание.

Осуществите мысленный эксперимент по распознаванию таких веществ: кальций оксид, фосфор(V) оксид.

1. Составьте план распознавания.
2. Запишите уравнения реакций и укажите явления, с помощью которых вы распознавали эти вещества.



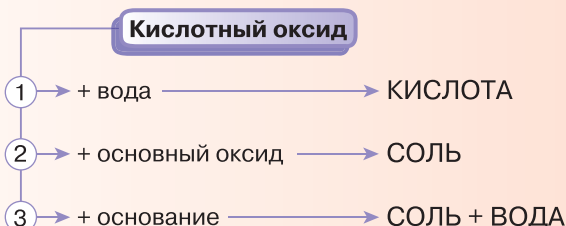
Кратко о главном

- ✓ По способности взаимодействовать с другими веществами и образовывать соли выделяют солеобразующие и несолеобразующие оксиды.
- ✓ Солеобразующие оксиды разделяют на основные, кислотные, амфотерные.
- ✓ Основным оксидам соответствуют гидраты оксидов основания, кислотным — кислоты.

- ✓ Основные оксиды взаимодействуют с водой, кислотами, кислотными оксидами.



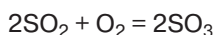
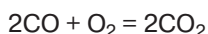
- ✓ Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, основаниями (щелочами), основными оксидами.



Страницка эрудита



В параграфе рассмотрены общие химические свойства оксидов. Соединениям этого класса свойственны и другие взаимодействия, в частности доокисление оксидов. По названию легко догадаться, что эта реакция связана с кислородом. Действительно, если элемент в соединениях проявляет переменную валентность, то при определённых условиях его оксид с более низким значением степени окисления окисляется до оксида с более высокой степенью окисления.



Определите валентность Карбона и Сульфура до и после реакции. Сделайте вывод. Доокисление оксидов связано с таким экологически опасным явлением, как кислотные дожди (о них речь пойдёт далее).

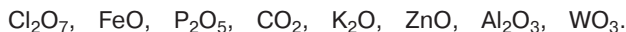
Знаем, понимаем

1. Назовите известную вам классификацию оксидов.
2. Дайте определение основных оксидов, приведите примеры.
3. Что такое кислотные оксиды? Приведите примеры.
4. Приведите примеры несолеобразующих оксидов.
5. Какие свойства основных оксидов вам известны?
6. Назовите свойства кислотных оксидов.

Применяем

125. Из представленного перечня формул оксидов выпишите формулы и назовите согласно современной научной украинской номенклатуре:

а) основные оксиды; б) кислотные оксиды; в) амфотерные оксиды:



126. С какими из перечисленных веществ взаимодействует магний оксид: кислород, хлоридная кислота, барий оксид, калий гидроксид, натрий хлорид, карбон(IV) оксид? Напишите уравнения возможных реакций.

127. Установите соответствие между оксидом и группой, к которой он относится.

1 сульфур(IV) оксид **A** несолеобразующий

2 алюминий оксид **B** основной

3 калий оксид **B** амфотерный

Г кислотный

128. Проанализируйте утверждения 1 и 2 и выберите правильный вариант ответа.

Утверждение 1. Натрий оксид взаимодействует с водой.

Утверждение 2. Купрум(II) оксид не взаимодействует с водой.

A Правильно только утверждение 1

B Правильно только утверждение 2

B Правильны оба утверждения

Г Неправильны оба утверждения

129. Выберите лишнюю формулу в каждом перечне:

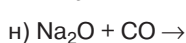
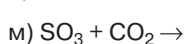
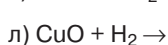
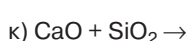
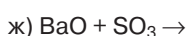
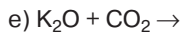
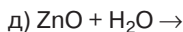
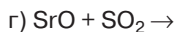
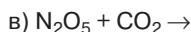
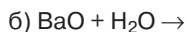
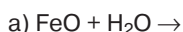
а) K_2O , N_2O , Fe_2O_3 ;

б) BaO , Mn_2O_7 , K_2O ;

в) SiO_2 , MnO , SO_3 .

Аргументируйте свой выбор.

130. Напишите уравнения возможных реакций по представленным схемам.



§ 37.

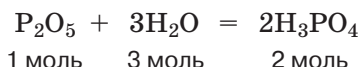
Расчёты по химическим уравнениям массы, объёма, количества вещества реагентов и продуктов реакций

КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ ВЕЩЕСТВ В ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. Каждый раз, записывая химическое уравнение той или иной реакции, вы учитывали состав реагентов и продуктов реакции, то есть качественную характеристику химического явления. Коэффициенты перед формулами обеспечивали соответствие ваших записей закону сохранения массы веществ. Однако роль коэффициентов этим не исчерпывается — в уравнениях реакций они отображают отношение количества вещества реагентов и продуктов реакции.

Рассмотрим это на примере реакции фосфор(V) оксида с горячей водой.



По уравнению этой реакции 1 моль фосфор(V) оксида взаимодействует с 3 моль воды, в результате чего образуется 2 моль ортофосфатной кислоты.



Отношение молей реагентов и продукта реакции будет следующим:

$$1 : 3 : 2.$$

Поэтому, если для реакции будет взято 2 моль фосфор(V) оксида, то, чтобы это отношение не нарушилось, воды понадобится 6 моль, а кислоты образуется не 2, а 4 моль.

Сколько бы молей обоих реагентов не было взято для проведения этой реакции, взаимодействовать они будут в отношении 1:3, а количество вещества ортофосфатной кислоты будет вдвое больше, чем оксида.

Для того чтобы вычислить по уравнению реакции массу, объём или количество вещества каких-либо реагента или продукта реакции, достаточно будет сведений об одном из веществ.

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ МАССЫ ВЕЩЕСТВА.

Пример 1.

Вычислить массу натрия гидроксида, который образуется в результате взаимодействия натрия оксида количеством вещества 2 моль с достаточным количеством воды.

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ проводить расчёты массы реагентов по известной массе продуктов реакции и наоборот;
- ◆ по уравнениям химических реакций вычислять объём газообразного (н.у.) реагента или продукта реакции;
- ◆ по химическому уравнению устанавливать количество вещества реагента или продукта реакции;
- ◆ устанавливать межпредметные связи химии с математикой.

Д а н о:
 $\nu(\text{Na}_2\text{O}) = 2,5$ моль

$m_{\text{гидроксида}} = ?$

Р е ш е н и е

$$m = \nu \cdot M$$

$$M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Напишем уравнение реакции.



2. Вычислим количество вещества натрия гидроксида NaOH, образовавшегося в результате реакции.

Согласно уравнению реакции и записям, сделанным в начале параграфа, соотношение молей реагента Na_2O и продукта реакции NaOH составляет 1:2. То есть количество вещества натрия гидроксида вдвое больше, чем количество вещества натрия оксида. Следовательно:

$$\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot 2 = 4 \text{ (моль)}.$$

3. Вычислим массу образовавшегося натрия гидроксида по формуле:

$$m(\text{NaOH}) = 4 \text{ моль} \cdot 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 160 \text{ г}.$$

Задачу можно решить, составив пропорцию. Однако, учитывая то, что количество вещества ν — это важная физико-химическая характеристика веществ, имеет смысл проводить все расчёты по уравнению реакции с использованием количества вещества. Это не только упрощает вычисления, помогает найти ответ на поставленный в условии задачи вопрос, но и раскрывает химическую суть взаимодействия веществ — содержание химических процессов, на которых построено условие задачи.

Математической составляющей задачи являются математические вычисления.

При расчётах по уравнениям реакций важно не допускать ошибок в использовании физических величин. Следует помнить, что с количеством вещества 1 моль соразмерны: масса — в **граммах (г)**; молярная масса в $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$; объём — в **литрах (л)**. В соответствии с этим единицей молярного

объёма является $\frac{\text{л}}{\text{моль}}$.

Эти единицы измерения мы будем использовать чаще всего. Хотя количество вещества можно измерять в кмоль (киломолях). Тогда масса будет измеряться в килограммах, молярная масса — в $\frac{\text{кг}}{\text{кмоль}}$ (килограмм

на киломоль), объём — в $\frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$ (кубический метр на киломоль), а молярный объём составит $22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$.

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ ОБЪЁМА ВЕЩЕСТВ.

Пример 2.

Какой объём кислорода (н.у.) израсходуется на сжигание метана массой 48 кг и какой объём углекислого газа выделится в результате этой реакции?

Дано:
 $m(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг}$

$V(\text{O}_2) — ?$
 $V(\text{CO}_2) — ?$

Решение

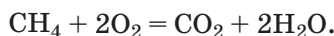
$$v = \frac{m}{M}$$

$$Vm = 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$$

$$M_r(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \frac{\text{кг}}{\text{кмоль}}$$

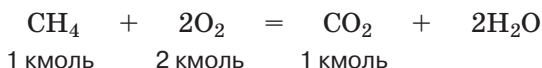
1. Напишем уравнение реакции.



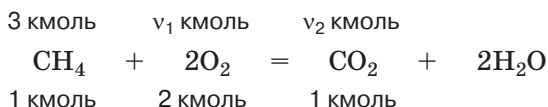
2. Вычислим количество вещества метана массой 48 кг.

$$v(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг} : 16 \frac{\text{кг}}{\text{кмоль}} = 3 \text{ кмоль}$$

3. Рассмотрим количественные отношения веществ, указанных в условии задачи, по уравнению реакции. Поскольку масса вещества выражена в килограммах, выберем соразмерную этой единице массы единицу количества вещества — кмоль.



4. Над формулами веществ сделаем записи по условию задачи.



5. Вычислим количество вещества и объём кислорода.

По уравнению количество вещества кислорода в 2 раза больше, чем количество вещества метана. Следовательно:

$$v_1(\text{O}_2) = 2 \cdot v(\text{CH}_4) = 2 \cdot 3 = 6 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{O}_2) = v_1 \cdot Vm = 6 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}} = 134,4 \text{ м}^3.$$

6. Вычислим количество вещества и объём углекислого газа.

Из уравнения реакции видно, что количество вещества углекислого газа равно количеству вещества метана. Поэтому:

$$v_2(\text{CO}_2) = v(\text{CH}_4) = 3 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{CO}_2) = 3 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}} = 67,2 \text{ м}^3.$$

Ответ: израсходуется $134,4 \text{ м}^3 \text{ O}_2$, выделится $67,2 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$.

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА ПО ИЗВЕСТНОМУ КОЛИЧЕСТВУ ДРУГОГО ВЕЩЕСТВА.

Пример 3.

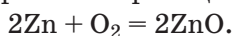
Какое количество вещества кислорода требуется для окисления цинка количеством вещества 4 моль?

Д а н о:
 $\nu(\text{Zn}) = 4$ моль

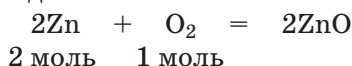
$\nu(\text{O}_2) = ?$

Р е ш е н и е

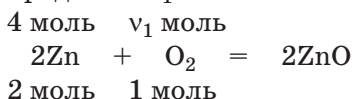
1. Напишем уравнение реакции:



2. Рассмотрим в уравнении реакции количественные отношения веществ, указанных в условии задачи.



3. В уравнении реакции над формулами указанных в условии задачи веществ напомним данные из условия задачи. То есть над цинком напомним 4 моль, а над кислородом — ν_1 моль.



4. Составим пропорцию.

$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{\nu_1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$$

Следовательно: $\nu_1(\text{O}_2) = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2$ моль.

О т в е т: для окисления 4 моль цинка требуется 2 моль кислорода.

Поскольку соотношение между количеством вещества цинка и кислорода составляет 2 : 1, то количество вещества кислорода по сравнению с количеством вещества цинка в этой реакции всегда будет вдвое меньше. Следовательно $\nu_1(\text{O}_2) = \nu(\text{Zn}) : 2 = 2$ моль. То есть 4 моль цинка прореагируют с 2 моль кислорода (4 : 2).

Вспользуйтесь рассмотренным выводом и вычислите устно, какое количество вещества цинк оксида образовалось, если для его получения израсходовали 3 моль кислорода.

Используя количественные отношения веществ в реакции, *вычисляют количество вещества, массу и объём* каких-либо реагента или продукта реакции *по известному количеству вещества, массе и объёму* одного из веществ.

Такие расчёты широко используют в промышленности. Например, на химических заводах прежде, чем что-либо изготовить, проводят подобные вычисления, определяя заранее, сколько и какого сырья необходимо взять и каким будет выход продукции.

- ✓ По уравнениям химических реакций можно вычислять массу, объём, количество вещества любых реагента или продукта реакции, если в условии задачи есть сведения об одном из веществ.
- ✓ Расчёты по химическим уравнениям количества вещества, массы и объёма реагентов и продуктов реакций проводят на основе закона сохранения массы веществ.
- ✓ Для расчётов по уравнениям химических реакций важно, чтобы коэффициенты были расставлены правильно.
- ✓ Наиболее употребляемая единица количества вещества — моль. К соразмерным с ней единицам измерения других физических величин относятся грамм (г), литр (л), литр на моль $\left(\frac{\text{л}}{\text{моль}}\right)$.
- ✓ Алгоритм расчётов по химическому уравнению следующий:
 - 1) записывают уравнение реакции;
 - 2) уравнивают левую и правую части уравнения (расставляют коэффициенты);
 - 3) устанавливают количественные отношения указанных в условии задачи веществ по уравнению реакции и под их формулами записывают количество вещества, на которое указывают коэффициенты;
 - 4) рассматривают количественные отношения указанных в условии задачи веществ и над их формулами записывают количество вещества, исходя из условия задачи;
 - 5) устанавливают количество вещества, а при необходимости — его массу или объём, воспользовавшись записями, сделанными над формулами в уравнении реакции и соблюдая количественные отношения веществ;
 - 6) записывают ответ.

Страничка эрудита

Как вам известно, в составе смесей вещества сохраняют свои свойства. Зная это, можно проводить расчёты количества вещества, массы или объёма компонентов смеси.

Пример 4.

Смесь цинка и цинк оксида массой 20 г обработали избытком хлоридной кислоты. Объём газа, выделившегося при этом, равен 4,48 л (н.у.). Определите массу каждого компонента смеси.

Дано:
 $m(\text{Zn}, \text{ZnO}) = 20 \text{ г}$
 $V_{\text{газа}} = 4,48 \text{ л (н.у.)}$

$m(\text{Zn})$ —?
 $m(\text{ZnO})$ —?

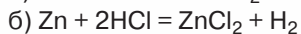
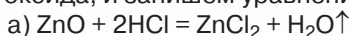
Решение

$$m = \nu \cdot M$$

$$A_r(\text{Zn}) = 65$$

$$M(\text{Zn}) = 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Рассмотрим химические явления, происходящие между хлоридной кислотой и смесью цинка и цинк оксида, и запишем уравнения возможных реакций.

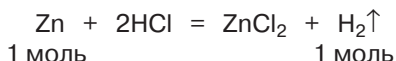


Как видим, оба компонента смеси взаимодействуют с хлоридной кислотой, однако газ выделяется только при взаимодействии цинка и кислоты. Поэтому для выполнения дальнейших расчётов выбираем уравнение б).

2. Вычислим количество вещества водорода.

$$v(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л} : 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

3. По известному количеству вещества водорода найдём количество вещества цинка.



По уравнению реакции количество вещества цинка равно количеству вещества водорода. Поэтому:

$$v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

4. По формуле $m = v \cdot M$ вычислим массу цинка.

$$m(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 13 \text{ г}$$

5. Определим массу цинк оксида в составе смеси. (Если мы знаем массу цинка, а масса смеси известна из условия задачи, это сделать просто.)

$$m(\text{ZnO}) = 20 \text{ г} - 13 \text{ г} = 7 \text{ г}$$

О т в е т: смесь состояла из 13 г цинка и 7 г цинк оксида.

Знаем, понимаем

1. На основании чего делается вывод о количественных отношениях веществ в химическом уравнении реакции?
2. С соблюдением какого закона пишут уравнения химических реакций?
3. Какие единицы измерения массы и объёма соразмерны с количеством вещества 1 моль?

Применяем

131. Вычислите массу всех веществ в реакции окисления магния, если:
а) прореагировало 11,2 л кислорода; б) масса образованного магний оксида равна 8 г; в) на проведение реакции затрачено 2 моль магния.
132. Вычислите объём (н.у.) и количество молекул водорода, который прореагировал с кислородом массой 3,2 г.
133. Определите количество вещества сульфур(VI) оксида и массу воды, которые необходимы для получения сульфатной кислоты массой 78,4 г.
134. Смесь силиций(IV) оксида и фосфор(V) оксида массой 40 г обработали остатком горячей воды. Масса полученного продукта реакции равна 39,2 г. Определите массу каждого оксида в первоначальной смеси.
135. Составьте условие задачи, аналогичное задаче в примере 4, размещённом на «Страничке эрудита», и решите её.

§ 38.

Химические свойства оснований

О действии растворов оснований на индикаторы, взаимодействиях оснований с кислотными оксидами и кислотами вы узнали из предыдущих параграфов. То есть три типичные реакции оснований вам уже известны. Вспомним их, соблюдая классификацию оснований на растворимые (щёлочи) и нерастворимые основания.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧЕЙ

1. Действие оснований на индикаторы. Это свойство проявляют лишь основания, растворимые в воде, то есть щёлочи. В растворе щёлочей лакмус приобретает синий цвет, метиловый оранжевый — жёлтый, а фенолфталеин — малиновый. Универсальный индикатор в разбавленном растворе щёлочи имеет зелёную окраску, в концентрированном — синюю и сине-фиолетовую.

2. Взаимодействие с кислотными оксидами. Щёлочи взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соль кислоты, соответствующей взятому для реакции оксиду, и воду: $6\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.

3. Взаимодействие с растворами кислот. Реакция нейтрализации.

Опыт 1.

Для демонстрации этого свойства щёлочей нальём в колбу вместимостью 200 мл раствор натрия гидроксида (около 30 мл), добавим к нему несколько капель раствора фенолфталеина и помешаем его стеклянной палочкой. Раствор приобретает малиновый цвет. Измерим и зафиксируем его температуру (рис. 53). Небольшими порциями добавим в колбу со щёлочью и фенолфталеином хлоридную кислоту. Довольно быстро малиновая окраска исчезнет. Это свидетельствует о том, что в растворе щёлочи не осталось. Как это произошло?



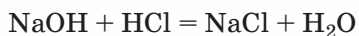
Рис. 53

Иллюстрация опыта 1

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ характеризовать химические свойства растворимых и нерастворимых оснований;
- ◆ называть представителей различных классов неорганических соединений;
- ◆ различать химические реакции разных типов;
- ◆ повторить классификацию и номенклатуру оснований;
- ◆ понять суть реакции нейтрализации.

Щёлочь прореагировала с кислотой с образованием соли и воды.



Назовите образовавшуюся соль.

Проведём измерение температуры содержимого стакана. Она будет выше температуры предыдущего замера.

Реакцию обмена между основанием и кислотой называют ещё **реакцией нейтрализации**.

Повышение температуры — признак реакции нейтрализации.

Теперь вам становится понятна химическая суть мер предосторожности при работе со щелочами. Чтобы обезвредить действие щёлочи, место её попадания на открытые участки кожи нейтрализуют уксусной (этановой) кислотой.

4. Взаимодействие щёлочей с растворами солей. Это свойство щелочей вам ещё неизвестно, поэтому для его изучения проведём химический эксперимент.

Опыт 2.

Нальём в колбу раствора феррум(III) сульфата $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и добавим к нему раствор натрия гидроксида NaOH .



Вспомните, что в химии любое помутнение в результате проведённой химической реакции также называется осадком.

При комнатной температуре очень быстро (мгновенно) происходит химическая реакция, которая сопровождается образованием коричнево-красного осадка (рис. 54).

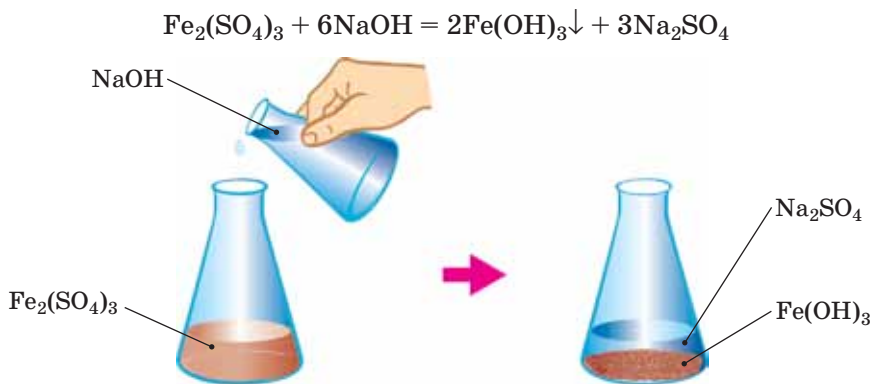


Рис. 54

Иллюстрация опыта 2

Взаимодействие щелочей с растворами солей происходит в том случае, если хотя бы один из продуктов реакции является нерастворимым (выпадает в осадок) или газообразным веществом. Нерастворимые в воде соли не взаимодействуют со щелочами.

5. Щёлочи устойчивы к нагреванию.

ДОБЫВАНИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕРАСТВОРИМЫХ ОСНОВАНИЙ.

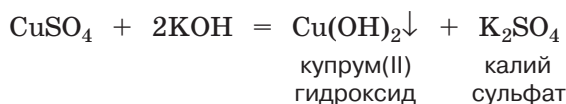
Существует один способ получения нерастворимых оснований — взаимодействие растворимой соли соответствующего металлического элемента со щёлочью (реакция происходит в растворе). Например, необходимо добыть нерастворимое основание купрум(II) гидроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Определимся с реагентами. Для этого по таблице растворимости кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в воде (см. приложение 3, с. 255) узнаем, какие соли Купрума(II) являются растворимыми в воде, то есть подходят для проведения опыта. Их несколько, это, в частности, хлорид, нитрат и сульфат Купрума(II).

Касательно щелочей, то в школьном химическом кабинете самыми используемыми являются натрий гидроксид, калий гидроксид, кальций гидроксид и барий гидроксид.

Опыт 3.

Для демонстрационного опыта по добыванию и изучению химических свойств нерастворимых оснований проведём химическую реакцию между растворами купрум(II) сульфата и калий гидроксид, который будем доливать в стакан небольшими порциями. После того как появится голубой осадок, прекратим доливать щёлочь (рис. 55).

Напишем уравнение проведённой химической реакции.

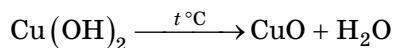


Добытый осадок нерастворимого основания используем для проведения двух следующих опытов.

5. Нагревание нерастворимых оснований.

Опыт 4.

Проведём нагревание добытого купрум(II) гидроксид, предварительно отфильтровав его. Будем наблюдать, как голубая окраска (цвет купрум(II) гидроксид) изменяется на чёрную (рис. 56).



Если для проведения этого опыта сухую пробирку на 1/4 наполнить не свежеприготовленным купрум(II) гидроксидом, а сыпучим купрум(II) гидроксидом, то на стенках верхней части пробирки увидим конденсированные маленькие капельки воды. Это будет не та вода,

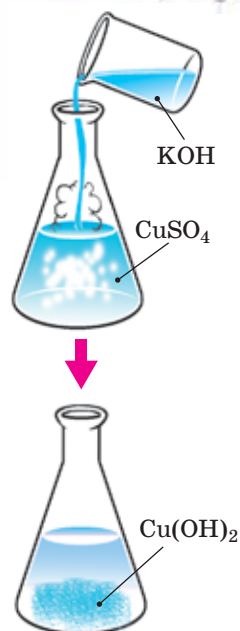


Рис. 55

Иллюстрация опыта 3

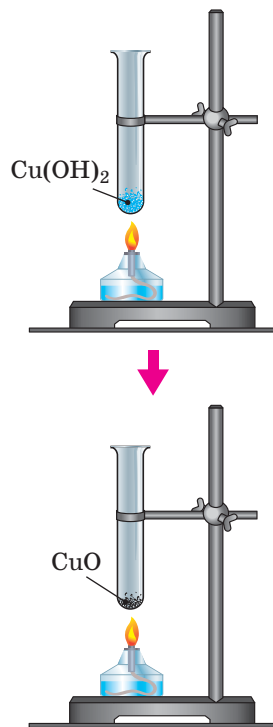


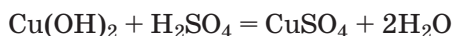
Рис. 56

Иллюстрация опыта 4

которая находилась в предыдущей пробирке вместе со свежеприготовленным нерастворимым основанием купрум(II) гидроксидом, а та, что образовалась в результате реакции разложения.

В том, что одним из продуктов этой реакции является вода, можно убедиться, подержав холодный предмет (например, стеклянную пластинку) у отверстия пробирки.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ НЕРАСТВОРИМЫХ ОСНОВАНИЙ С КИСЛОТАМИ. Нерастворимые основания также взаимодействуют с кислотами и образуют соль и воду.



Для лучшего усвоения знаний о химических свойствах оснований выполните лабораторный опыт 4, инструкция к которому представлена в рубрике «Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя». Прежде чем начать опыт, повторите правила безопасности при работе со щелочами и неуклонно соблюдайте их при проведении химического эксперимента.



Кратко о главном

- ✓ Щёлочи в химическом отношении активнее нерастворимых оснований. Они действуют на индикаторы, реагируют с кислотами и солями в растворах. В растворе щёлочи лакмус и универсальная лакмусовая бумага становятся синими, фенолфталеин — малиновым, метиловый оранжевый — жёлтым.
- ✓ Типичными химическими свойствами нерастворимых оснований являются взаимодействие с кислотами и разложение при нагревании на оксид и воду.
- ✓ Реакция нейтрализации — это реакция обмена, происходящая между основанием и кислотой с образованием соли и воды.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Лабораторный опыт 4.

Взаимодействие щелочей с кислотами в растворе

Для проведения опытов вам понадобятся: растворы щелочей (например, натрий гидроксид, калий гидроксид, барий гидроксид), индикаторы, растворы кислот (например, хлоридной, нитратной или сульфатной), пробирки, штатив для пробирок.

Повторите меры предосторожности при работе со щелочами и кислотами и следуйте им!

Задание 1. Проведите взаимодействие щёлочи с кислотой, предварительно добавив к раствору щёлочи один из индикаторов. Кислоту доливайте небольшими порциями. Следите за изменением цвета индикатора.

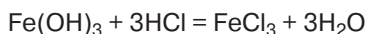
Задание 2. Объясните результаты наблюдений. Напишите уравнения проведённых реакций, назовите образованные продукты и типы реакций.

Задание 3. Сделайте **вывод** о возможности взаимодействия щёлочи и кислоты, а также принадлежности продукта реакции к одному из основных классов неорганических соединений.

Страничка эрудита



Для того чтобы спаять две железные части какого-либо предмета, необходимо поверхность металла тщательно очистить от ржавчины, в состав которой входит феррум(III) гидроксид (этот процесс ещё называется «травлением»). Чаще всего для этого используют хлоридную кислоту.



Чтобы во время травления с кислотой взаимодействовала только ржавчина, а не железо, из которого изготовлен предмет, в травильный раствор добавляют *ингибиторы* — вещества, действующие противоположно катализаторам. Они замедляют реакции, а то и вовсе их останавливают. Ингибитором описанной реакции является органическое вещество уротропин.

Если вы хоть раз пользовались горючим под названием «сухой спирт», то имели дело со смесью уротропина с небольшим количеством парафина. Это горючее удобно тем, что легко воспламеняется, легко гасится и почти не оставляет пепла.

Знаем, понимаем

1. В чём заключается суть реакции нейтрализации?
2. К какому типу химических реакций относится реакция нейтрализации?
3. Назовите общее химическое свойство растворимых и нерастворимых оснований.
4. Как водные растворы щелочей действуют на индикаторы?
5. Перечислите основные химические свойства щелочей.
6. Назовите основные химические свойства нерастворимых оснований.
7. Что общего между реакциями обмена и реакциями замещения и чем они отличаются?

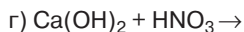
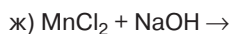
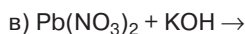
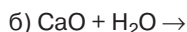
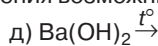
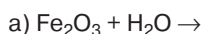
Применяем

136. Напишите формулы и названия оксидов, соответствующих следующим основаниям:



137. Укажите, какие из представленных веществ взаимодействуют со щелочами, а какие — с кислотами: магний гидроксид, кальций оксид, сероводород(VI) оксид, силикатная кислота. Напишите уравнения реакций.

138. По представленным схемам напишите уравнения возможных химических реакций.



139. Какой объём углекислого газа (н.у.) потребуется для реакции с раствором натрия гидроксида массой 20 г с массовой долей щёлочи 10 %, чтобы добыть среднюю соль?



Амфотерные оксиды и гидроксиды. Их химические свойства

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ характеризовать понятия амфотерности и амфотерный оксид и гидроксид;
- ♦ сравнивать по химическим свойствам основные, кислотные и амфотерные оксиды;
- ♦ сравнивать по химическим свойствам основания, кислоты и амфотерные гидроксиды;
- ♦ характеризовать химические свойства амфотерных оксидов и амфотерных гидроксидов.

ПОНЯТИЕ ОБ АМФОТЕРНЫХ ОКСИДАХ.

Вы уже знаете, что основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами или кислотами. Кислотные оксиды, наоборот, реагируют с основными оксидами или щелочами и не взаимодействуют с кислотами. Но среди оксидов встречаются и такие, которые реагируют и с кислотами, и с основаниями (щелочами). В обоих случаях продуктами реакций являются соли.

Оксиды, которые наделены такими свойствами, получили название *амфотерных оксидов*. Амфотерный в переводе с греческого означает «и тот, и другой»; «оба». К ним относятся: бериллий оксид BeO , цинк оксид ZnO , алюминий оксид Al_2O_3 , плюмбум(II) оксид PbO , хром(III) оксид Cr_2O_3 и некоторые другие. Это твёрдые вещества, имеющие кристаллическое строение, и нерастворимые в воде.

Их гидратами являются амфотерные гидроксиды.

Химические свойства амфотерных оксидов.

1. С кислотами в растворе образуют соль и воду.

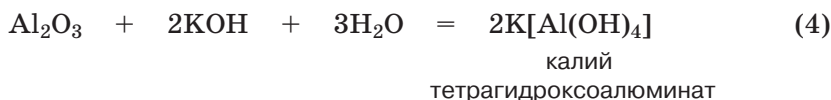


2. С твёрдыми щелочами при сплавлении образуют соли.



Обратите внимание! В отличие от первого взаимодействия (реакция 1) в случае сплавления с твёрдой щёлочью Алюминий входит в состав кислотного остатка образованной соли.

3. С растворами щелочей образуют комплексные соединения, растворимые в воде.



В составе соли калий тетрагидроксоалюмината вместо привычного кислотного остатка присутствует остаток, содержащий один атом

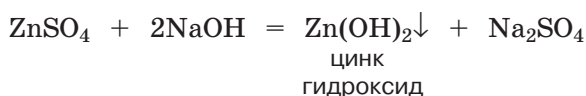
Алюминия и четыре (*тетра*) гидроксильные группы. Остаток такого состава записывают в квадратных скобках.

ПОНЯТИЕ ОБ АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДАХ. Изучая основания, вы узнали, что щёлочи и большинство нерастворимых оснований взаимодействуют с кислотами, но не взаимодействуют с представителями своего класса. Кислоты взаимодействуют с основаниями и не взаимодействуют с другими кислотами. По этим химическим свойствам можно уверенно отнести гидрат оксида к основаниям или кислотам. Это общее правило. Однако есть исключение, понять которое нам помогут опыты с цинк гидроксидом.

ДОБЫВАНИЕ И ДОКАЗЫВАНИЕ АМФОТЕРНОСТИ ЦИНК ГИДРОКСИДА. По способности растворяться в воде это вещество относится к нерастворимым гидроксидам. Вспомните, что единственным способом добывания нерастворимых гидроксидов является взаимодействие соли соответствующего металлического элемента со щёлочью в растворе.

Опыт 1. В колбу с раствором цинк сульфата будем доливать небольшими порциями раствор натрий гидроксида, пока в пробирке не образуется белый осадок (*рис. 57*). Как только осадок появится, прекратим доливать щёлочь.

Напишем уравнение проведённой химической реакции.



Образовавшийся осадок разделим на две колбы и проведём следующие два опыта.

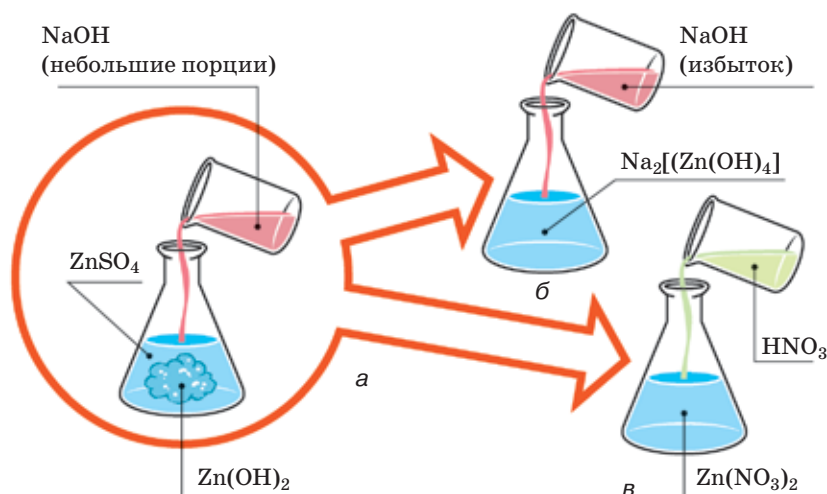
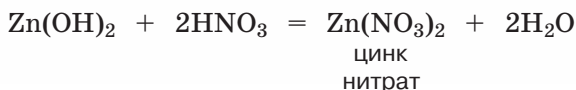


Рис. 57

Последовательность проведения опыта по выявлению амфотерности цинк гидроксида: а — получение цинк гидроксида; б, в — растворение осадка Zn(OH)_2

Опыт 2.

В первую колбу с цинк гидроксидом добавим раствор нитратной кислоты. Осадок мгновенно исчезает.

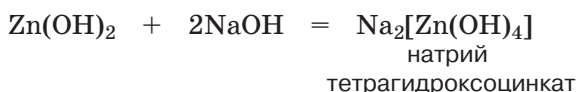


Обратимся к таблице растворимости (см. приложение 3, с. 255) и убедимся, что цинк нитрат растворим в воде. И это подтверждается опытом. Произошла реакция нейтрализации, в которой цинк гидроксид проявляет свойства основания.

Опыт 3.

Во вторую пробирку с цинк гидроксидом добавим раствор натрий гидроксида. Наблюдение показывает, что, как и в опыте с нитратной кислотой, осадок исчез. Таким образом, цинк гидроксид прореагировал с *избытком* щёлочи. Вы теперь понимаете, почему в опыте 1 мы прекратили доливать раствор щёлочи, как только появился осадок. Если бы мы этого не сделали, то при избыточном добавлении щёлочи успели бы только визуальнo зафиксировать появление осадка.

Запишем уравнение проведённой реакции.



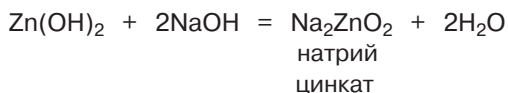
Цинк после реакции вошёл в состав кислотного остатка, а не занял место металлического элемента. Следовательно, цинк гидроксид выступил в роли кислоты.

Гидраты оксидов, которые образуют соль при взаимодействии как с кислотой, так и со щёлочью, называются **амфотёрными гидроксидами**.

Поработайте группами

Составьте формулы других амфотерных гидроксидов, соответствующих представленным в параграфе амфотерным оксидам. Для плюмбум(II) оксида и плюмбум(II) гидроксида напишите уравнения реакций, характеризующие их химические свойства.

Амфотерные гидроксиды, как и амфотерные оксиды, реагируют со щелочами не только в растворе, но и в расплаве.



В образованной соли Цинк вошёл в состав двухвалентного кислотного остатка ZnO_2 , то есть проявил свойства кислоты.

Эти опыты свидетельствуют о том, что классификация сложных неорганических веществ на оксиды, кислоты, основания и соли должна включать амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды.

Кратко о главном

- ✓ По способностям взаимодействовать с кислотами и щелочами выделяют группу амфотерных оксидов и группу амфотерных гидроксидов.
- ✓ Представителями неорганических амфотерных соединений являются оксиды и гидроксиды Цинка, Бериллия, Алюминия, Плюмбума(II), Станума(II), Хрома(III) и некоторые другие.
- ✓ Амфотерные соединения, в зависимости от условий, взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами, образуя соли. То есть они проявляют и основные, и кислотные свойства.
- ✓ Все амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды не растворяются в воде.
- ✓ В составе солей, образованных взаимодействием амфотерных соединений с кислотой, их металлический элемент амфотерного оксида или гидроксида соединён с кислотным остатком ($ZnSO_4$, $ZnCl_2$ и т. д.).
- ✓ В формулах солей, образованных взаимодействием амфотерного соединения со щёлочью, его металлический элемент входит в состав кислотного остатка ($Na_2[Zn(OH)_4]$, $K[Al(OH)_4]$ или $NaAlO_2$, K_2ZnO_2).
- ✓ Амфотерные гидроксиды, как и нерастворимые основания, разлагаются при нагревании на амфотерный оксид и воду, например, $Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ C} ZnO + H_2O$.

Страничка эрудита

Способность алюминий гидроксида реагировать с кислотами используют в терапии. Он входит в состав лекарственных препаратов, применяемых для снижения кислотности желудочного сока (вспомните, что она обусловлена наличием в нём хлоридной кислоты) и уменьшения изжоги.



Также алюминий гидроксид используют при очистке воды, поскольку с водой он не реагирует и не растворяется в ней, однако проявляет важную для этого процесса способность адсорбировать некоторые вещества-загрязнители, присутствующие в воде.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение амфотерных оксидов и амфотерных гидроксидов.
2. Назовите примеры амфотерных оксидов и амфотерных гидроксидов. В чём проявляются амфотерные свойства этих соединений?
3. Сравните состав солей, образованных амфотерными соединениями при взаимодействии с кислотой и щёлочью, укажите различия.

Применяем

140. Из перечня формул оксидов: CaO , PbO , CO — выберите формулу амфотерного оксида. Вычислите массовую долю Оксигена в нём.
141. Бериллий гидроксид относится к амфотерным гидроксидам. По аналогии с цинк гидроксидом запишите уравнения реакций, подтверждающих его амфотерные свойства.
142. Проанализируйте утверждения 1 и 2 и выберите правильный вариант ответа.
Утверждение 1. Цинк оксид взаимодействует с хлоридной кислотой и не взаимодействует с калий гидроксидом.
Утверждение 2. Примерами амфотерных гидроксидов являются магний гидроксид и барий гидроксид.
- А Правильно только утверждение 1
Б Правильно только утверждение 2
В Правильны оба утверждения
Г Неправильны оба утверждения
143. Укажите перечень формул только амфотерных соединений.
- А BaO , Al_2O_3
Б MnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
В SO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$
Г ZnO , $\text{Al}(\text{OH})_3$
- Аргументируйте свой выбор.
144. Укажите вещества, с которыми реагирует алюминий гидроксид.
- А кислород
Б вода
В калий гидроксид
Г сульфатная кислота
145. На какое вещество необходимо подействовать раствором щёлочи, чтобы добыть алюминий гидроксид?
- А алюминий оксид
Б алюминий ортофосфат
В алюминий нитрат
146. Какую массу цинк гидроксида можно добыть из цинк хлорида массой 27,2 г? Вычислите массу раствора натрий гидроксида с массовой долей растворённого вещества 32 %, необходимого для полного «растворения» добытого амфотерного цинк гидроксида.

§ 40.

Химические свойства кислот

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ характеризовать химические свойства кислот;
- ◆ понимать роль эксперимента в изучении химических свойств кислот;
- ◆ составлять уравнения реакций, характеризующие химические свойства кислот.

Кислоты проявляют достаточно высокую химическую активность в реакциях с: 1) металлами; 2) основными оксидами; 3) основаниями; 4) амфотерными гидроксидами; 5) солями. При этом кислотный остаток выступает единым целым и в неизменном виде переходит из состава кислоты в состав соли, которая является одним из продуктов перечисленных реакций.

Обобщим уже известные вам свойства кислот и дополним их новыми.

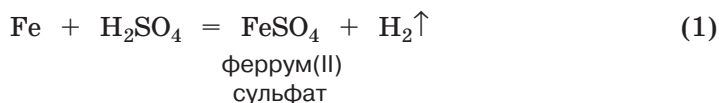
1. ДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ НА ИНДИКАТОРЫ. В качестве индикаторов кислотной среды используют: **лакмус** (водный раствор), **метиловый оранжевый** (водный раствор), **лакмусовые** и **универсальные индикаторные бумажные полоски**. Последние изготавливают способом пропитки специальной бумаги не одним, а сразу несколькими чувствительными к кислотным и щелочным средам веществами. Поэтому ими можно сразу выявлять обе среды, что удобно при проведении опытов.

Изучая основания, вы узнали о таком индикаторе, как фенолфталеин. Обратите внимание на то, что это вещество не является индикатором кислотной среды.

Лакмус и метиловый оранжевый в кислотной среде имеют розово-красные окраски, универсальный индикатор — от оранжевой до тёмно-красной (зависит от содержания кислоты в растворе: если кислота очень разбавлена, то цвет оранжевый, а если в растворе много кислоты, то цвет тёмно-красный или близкий к нему).

Заметим, что на цвет растворов индикаторов влияют только кислоты, находящиеся в растворённом состоянии.

2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С МЕТАЛЛАМИ. Вы уже знакомы с опытами, подтверждающими, что металлы, расположенные в вытеснительном ряду до водорода, замещают водород в молекулах кислот, вследствие чего образуется *соль* и выделяется газообразное вещество *водород* (см. § 33):



Тогда как металлы, расположенные в вытеснительном ряду после водорода, не замещают водород в молекулах кислот:





Вспомните! Концентрированные нитратная и сульфатная кислоты составляют исключение.

В 7 классе вы узнали о реакции замещения. Взаимодействие металлов с кислотами относится к этому типу реакций, ведь атомы металла, то есть простого вещества, замещают атомы

Гидрогена в молекуле кислоты, принадлежащей к сложным веществам.

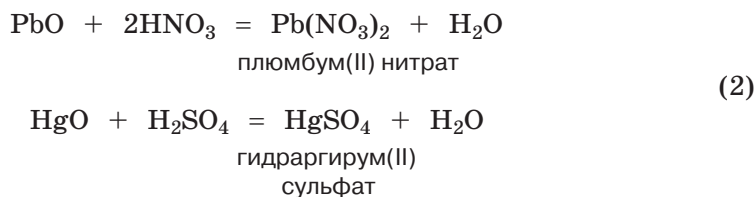


Взаимодействие кислот с металлами относится к **реакциям замещения** — реакциям, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.

Проведение лабораторного опыта, описанного в рубрике «Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя», позволит вам применить на практике полученные знания о вытеснительном ряде металлов, взаимодействии кислот с металлами, реакции замещения.

3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С ОКСИДАМИ МЕТАЛЛИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. Кислоты взаимодействуют с оксидами металлических элементов (как с основными, так и с амфотерными) независимо от места расположения металла в вытеснительном ряду.

В результате взаимодействия образуются *соль* и *вода*.



Из уравнений реакций видим, что простые вещества отсутствуют, есть только сложные, которые в процессе реакции обменялись своими составляющими. Таким образом, взаимодействие кислот с оксидами металлических элементов, как и с основаниями и амфотерными гидроксидами, относится к реакциям *обмена*.



Подумайте, к какому типу реакций относятся реакции обмена.

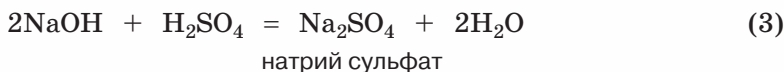
4. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С ОСНОВАНИЯМИ. Исследуем это взаимодействие.

Опыт 1.

Подобный опыт уже демонстрировался при изучении химических свойств оснований. Напомним его и проведём взаимодействие щёлочи и нерастворимого основания с сульфатной кислотой.

Нальём в химический стакан раствор натрий гидроксида и измерим его температуру. Добавим к нему хлоридной кислоты (её температура равна температуре раствора щёлочи). Видимых изменений не наблюдается. Но измерив температуру раствора в химическом стакане, обнаружим, что она повысилась. То есть произошло выделение теплоты, а это является одним из признаков химической реакции.

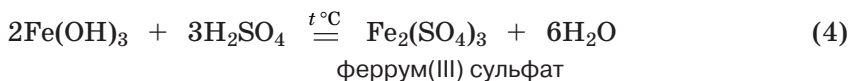
Запишем уравнение только что осуществлённого химического явления.



Щёлочь и кислота обменялись своими составляющими, о чём свидетельствуют продукты реакции — сложные вещества соль и вода. Таким образом, произошла реакция *обмена*.

Опыт 2.

В две пробирки поместим немного феррум(III) гидроксида — твёрдого вещества тёмно-коричневого цвета. В одну добавим 2–3 мл воды, а во вторую — столько же сульфатной кислоты. Содержимое обеих пробирок немного подогреем. В пробирке с водой изменения не происходят, а в пробирке с кислотой раствор приобретает коричневый цвет, осадка становится меньше. Это свидетельствует о том, что во второй пробирке произошло химическое явление.



Опытным путём мы установили, что кислоты вступают в реакцию обмена как с растворимыми основаниями (щелочами), так и с нерастворимыми.

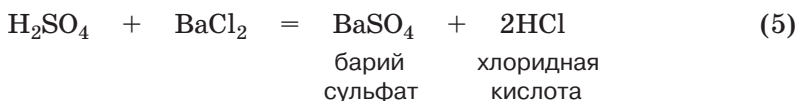
Взаимодействие кислот с основаниями относится к реакциям обмена, которые называются **реакциями нейтрализации**. «Нейтральный» означает — «не относящийся ни к тому, ни к другому». После реакции не остаётся ни кислот, ни щелочной среды, зато она становится **нейтральной**.

5. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С АМФОТЕРНЫМИ ГИДРОКСИДАМИ. Это взаимодействие не отличается от взаимодействия кислот с основаниями. Его пример и опыт рассмотрены в предыдущем параграфе.

6. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КИСЛОТ С СОЛЯМИ. Кислоты взаимодействуют с солями при условии, что среди продуктов реакции присутствует **осадок** или **газ**.

Опыт 3.

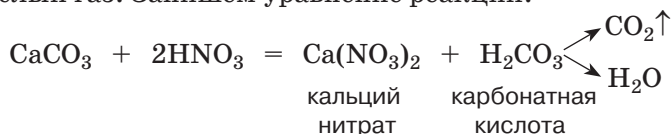
В химический стакан нальём сульфатной кислоты и добавим раствор барий нитрата. Сразу же наблюдаем образование белого осадка. Запишем уравнение реакции и выясним, какой из продуктов реакции образовал осадок.



Хлоридная кислота не может быть осадком, а следовательно, в осадке находится барий сульфат. Проверим наше предположение по таблице растворимости солей, кислот, оснований и амфотерных гидроксидов в воде — барий сульфат действительно нерастворимая соль.

Опыт 4.

В химический стакан положим кусочек мела и добавим нитратной кислоты. Сразу же начинается реакция, которая сопровождается выделением газообразного вещества. Поскольку кальций карбонат — соль карбонатной кислоты, а ей соответствует карбон(IV) оксид, можем предположить, что выделяется углекислый газ. Поднесённая к отверстию химического стакана спичка мгновенно гаснет без сопровождения приглушённым хлопком. Следовательно, действительно выделяется углекислый газ. Запишем уравнение реакции.



Подумайте и сделайте вывод, к какому типу реакций относятся реакции, протекающие в опытах 3 и 4.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Лабораторный опыт 5.

Взаимодействие хлоридной кислоты с металлами

Вам понадобятся: хлоридная кислота, индикатор кислой среды, металлы, например, порошкообразное железо, магниевая лента, гранулы цинка, медные опилки, пробирки, штатив для пробирок, спиртовка или сухой спирт, спички.

Повторите меры безопасности при работе с кислотами и следуйте им.

Задание.

Исследуйте, как хлоридная кислота взаимодействует с металлами. Для этого в две-три пробирки поместите различные металлы. В каждую пробирку по очереди налейте по 2 мл хлоридной кислоты и наблюдайте за тем, что происходит. Если будете наблюдать выделение газа, соберите его в сухую пробирку способом вытеснения воздуха и проверьте содержимое пробирки на наличие водорода.

Опишите результаты наблюдений в рабочей тетради, запишите уравнения проведённых реакций. Сделайте **вывод** о значении вытеснительного ряда металлов для прогнозирования их взаимодействия с кислотами.

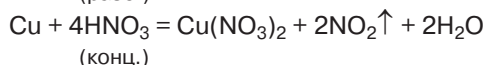
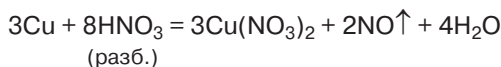


Кратко о главном

- ✓ Кислоты — активные вещества, которым свойственно взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами, действие на индикаторы лакмус и метиловый оранжевый.
- ✓ Прогнозируя взаимодействие металла с кислотой, следует пользоваться вытеснительным рядом металлов — только металлы, расположенные в нём до водорода, реагируют с кислотами (исключение — HNO_3 и концентрированная H_2SO_4).
- ✓ Реакция между кислотой и солью происходит в случае образования нерастворимого в воде вещества или газа.



В отличие от растворов других кислот, нитратная кислота взаимодействует почти со всеми металлами, за исключением золота, платины. При этом образуется не два, а три продукта реакции. Для всех реакций общим является образование соли и воды. Что касается третьего вещества, то, в зависимости от активности металла и содержания кислоты в растворе, это могут быть оксиды Нитрогена с разной его валентностью (N_2O , NO , NO_2), простое вещество азот N_2 или аммиак NH_3 .



Характерно, что растворы со значительным содержанием нитратной кислоты (более 60 %) не взаимодействуют с железом. Поэтому такую кислоту транспортируют в стальных цистернах.

Знаем, понимаем

1. Сформулируйте определение кислот, назовите химические свойства кислот.
2. Какую реакцию называют реакцией нейтрализации? Приведите пример.
3. Чем реакция обмена отличается от реакции замещения?

Применяем

147. Установите соответствие между веществом в растворе и его действием на индикаторы.

Среда		Индикатор и его цвет в среде	
1	нейтральная	А	метилловый оранжевый — жёлтый
2	кислая	Б	метилловый оранжевый — красный (розовый)
3	щелочная	В	метилловый оранжевый — оранжевый
		Г	лакмус — синий
		Д	лакмус — красный
		Е	лакмус — фиолетовый
		Ж	фенолфталеин — малиновый

148. Проанализируйте утверждения 1 и 2 и выберите правильный вариант ответа.
- Утверждение 1.** Взаимодействие кислот с металлами относится к реакциям замещения.
- Утверждение 2.** Взаимодействие кислот с основаниями относится к реакциям обмена.
- А Правильно только утверждение 1
 Б Правильно только утверждение 2
 В Правильны оба утверждения
 Г Неправильны оба утверждения

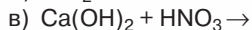
149. Выберите в каждом перечне формулу, являющуюся лишней относительно возможных реакций с кислотами:

а) Mn , Fe , Cu ;

б) BaO , MnO , SO_3 .

Аргументируйте свой выбор.

150. Преобразуйте полусхемы возможных реакций в химические уравнения.



151. Назовите соли, являющиеся продуктами реакции в предыдущем задании.

152. В каком случае выделится больший объём газа (н.у.) — в результате взаимодействия сульфатной кислоты с магнием массой 12 г или в результате взаимодействия хлоридной кислоты с цинком количеством вещества 0,25 моль?

153. Приведите примеры трёх различных уравнений реакций, в результате которых образуется купрум(II) ортофосфат.

154. Проведите мысленный эксперимент по распознаванию содержимого трёх пробирок без этикеток, чтобы определить, в какой из них содержится раствор натрия гидроксида, в какой — сульфатной кислоты, а в какой — натрия сульфата. Ход эксперимента и его результаты запишите в тетрадь.



Химические свойства средних солей

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ повторить состав и номенклатуру солей;
- ♦ узнать основные химические свойства солей;
- ♦ прогнозировать возможные химические реакции солей с другими веществами.

Соли, как и другие классы неорганических соединений, способны подвергаться химическим явлениям, или химическим реакциям. Для них характерно взаимодействие с металлами, щелочами, солями, кислотами.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С МЕТАЛЛАМИ. Соли (в растворе) взаимодействуют с металлами, расположенными в вытеснительном ряду (ряду активности) левее металла, из атомов которого они образовались. Продуктами реакции являются *новая соль* и *металл*. Рассмотрим это взаимодействие с помощью демонстрационного опыта 1.

Опыт 1.

Четыре химических стакана наполним растворами солей: два купрум(II) сульфата и ещё два — феррум(III) сульфата. В стакан с купрум(II) сульфатом окунём железную пластину, второй оставим для сравнения. То же сделаем с растворами феррум(III) сульфата, но в один из стаканов окунём медную пластину. Вскоре в стакане с железной пластинкой голубой раствор купрум(II) сульфата станет светлее по сравнению с контрольным раствором. А в стакане с медной пластинкой коричневый цвет раствора феррум(III) сульфата не изменится и будет одинаковой с контрольным раствором. Через 5–10 мин извлечём металлическую пластину и увидим, что та её часть, которая находилась в растворе купрум(II) сульфата, покрылась слоем меди. Достанем также медную пластину — она не изменилась, и цвет растворов феррум(III) сульфата в

обоих стаканов остался одинаковым. По результатам проведённого опыта запишем уравнение реакции.



$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} \rightarrow$ реакция не происходит

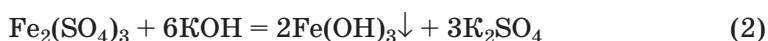
В проведённой реакции атомы простого вещества более активного металлического элемента Феррума замещают атомы менее активного металлического элемента Купрума в сложном веществе. Поэтому эта реакция относится к реакциям *замещения*.

Результаты эксперимента подтверждают, что по расположению металла в вытеснительном ряду можно предсказать его взаимодействие с солями в растворе.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С ОСНОВАНИЯМИ (ЩЕЛОЧАМИ).

Это взаимодействие мы рассматривали при изучении свойств щелочей. Вспомним, что для протекания реакции вещества должны находиться в растворённом состоянии.

Реакция происходит при условии, что образуется нерастворимое основание, выпадающее в осадок.



ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С КИСЛОТАМИ.

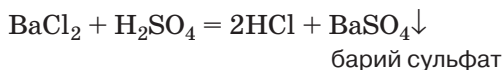
Соли вступают в **реакцию обмена** с кислотами при условии, что среди продуктов реакции присутствуют осадок или газ.

В подтверждение способности солей взаимодействовать с кислотами проведём опыты.

Опыт 2. *Взаимодействие соли с кислотой с образованием осадка.*

К раствору барий хлорида BaCl_2 добавим раствор сульфатной кислоты H_2SO_4 . Реакция происходит быстро и завершается образованием белого осадка.

Напишем уравнение проведённой реакции.



Среди образованных продуктов нерастворимым веществом является барий сульфат. Таким образом, мы наблюдали выпадение осадка этой соли.

Опыт 3. *Взаимодействие соли с кислотой с образованием газа.*

Вы уже знаете о взаимодействии кальция карбоната CaCO_3 с кислотами. Стоит только долить к нему раствор какой-либо кислоты, как сразу начинается выделение углекислого газа. Об этом химическом явлении шла речь в предыдущем параграфе; повторите опыт 4 из § 40.

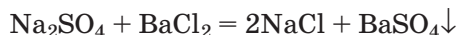


Назовите продукты реакции и запишите их названия в тетрадь.

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С СОЛЯМИ. Повторим опыт 2, заменив сульфатную кислоту на одну из её растворимых солей.

Опыт 4.

К раствору натрия сульфата Na_2SO_4 добавим раствор барий хлорида BaCl_2 . Взаимодействие происходит мгновенно с образованием белого осадка:



С помощью раствора барий хлорида или другого растворимого в воде соединения Бария различают сульфатную кислоту и её соли среди других соединений. А с помощью раствора аргентум(I) нитрата различают хлоридную кислоту и её соли среди других соединений. Такие реакции называются **качественными**.

Для подтверждения общих химических свойств солей проведите лабораторные опыты, инструкция к которым содержится в рубрике «Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя».

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Лабораторный опыт 6.

Взаимодействие металлов с солями в водном растворе

Для проведения опыта вам понадобятся: гранулы цинка, медный провод, измельчённый на кусочки, растворимая соль Купрума(II), пробирки, штатив для пробирок.

Инструкция по выполнению опыта. Возьмите две чистые пробирки. На дно одной пробирки аккуратно поместите гранулу цинка и долейте около 2 мл раствора одной из солей Купрума(II). На дно второй пробирки положите несколько кусочков медной проволоки и долейте около 2 мл раствора одной из солей Цинка. Через 5–7 мин слейте растворы из пробирок и выясните, произошли изменения с цинком и медью или нет. Результаты наблюдений запишите в рабочую тетрадь. Если имело место химическое явление, запишите уравнение химической реакции.

Лабораторный опыт 7.

Взаимодействие солей со щелочами в водном растворе

Для проведения опыта вам понадобятся: раствор соли металлического элемента, который образует нерастворимое основание, раствор щёлочи, пробирка, штатив для пробирок.

Выполняя опыт, соблюдайте меры безопасности при работе со щелочами!

Инструкция по выполнению опыта. В пробирку налейте 1 мл раствора соли и долейте к нему столько же щёлочи. Наблюдайте за изменениями, которые происходят. О каком явлении — физическом или химическом — они свидетельствуют?

Результаты наблюдений запишите в рабочую тетрадь, используя при этом химические формулы веществ и уравнения химических реакций.

Лабораторный опыт 8.

Реакция обмена между солями в растворе

Для проведения опыта вам понадобятся: раствор соли хлоридной кислоты, например натрия хлорида, раствор аргентум(I) нитрата, пробирка, штатив для пробирок.

Инструкция по выполнению опыта. В пробирку налейте 1 мл раствора соли хлоридной кислоты, например натрий хлорида, и добавьте к нему несколько капель раствора аргентум(I) нитрата. Наблюдайте за изменениями, которые происходят. О каком явлении (физическом или химическом) они свидетельствуют?

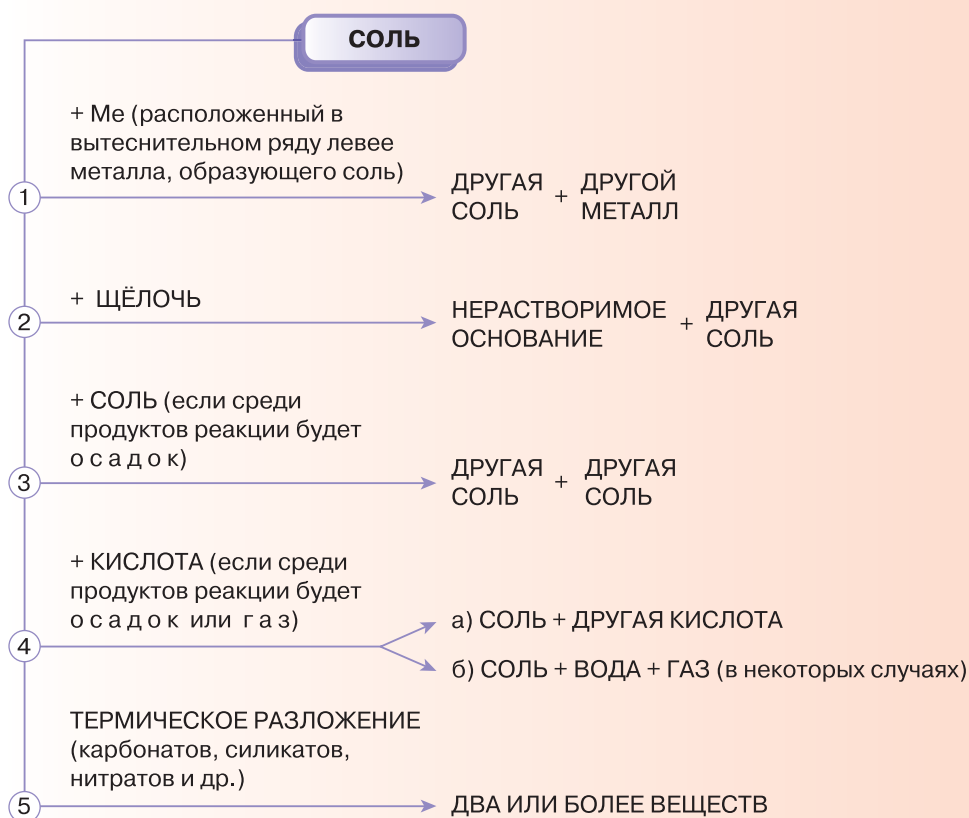
Результаты наблюдений запишите в рабочую тетрадь, используя при этом химические формулы веществ и химические уравнения реакций.

На основе выполненных исследований сформулируйте общий вывод о характерных химических свойствах солей.

Кратко о главном



✓ Соли проявляют следующие характерные химические свойства.



✓ Соли сульфатной кислоты и саму кислоту можно обнаружить в растворе с помощью раствора солей Бария.

✓ Соли хлоридной кислоты и саму кислоту можно обнаружить в растворе с помощью раствора аргентум(I) нитрата.



Страницка эрудита

Соли, при образовании которых в молекуле кислоты все атомы Гидрогена замещаются атомами металлического элемента, получили название средних солей. Средние соли не содержат ни атомов Гидрогена, ни гидроксильных групп. В их состав входят атомы одного металлического элемента, например, K_2SO_4 , K_3PO_4 .

Кроме средних, существуют и другие соли, например кислые, основные, двойные.

Кислые соли — это продукт неполного замещения атомов Гидрогена в молекуле кислоты атомами металлических элементов. Поэтому кислотные остатки таких солей содержат атомы Гидрогена, например, $KHSO_4$, KH_2PO_4 , K_2HPO_4 . Первые две формулы показывают, что в молекулах сульфатной и ортофосфатной кислоты 1 атом Гидрогена замещён атомами металлических элементов, поэтому остатки HSO_4 и H_2PO_4 — одновалентные. В третьей формуле K_2HPO_4 замещены 2 атома Гидрогена, следовательно, валентность кислотного остатка HPO_4 равна II. Как видим, кислые соли образуются кислотами, содержащими 2 и более атомов Гидрогена. Наличие одного атома Гидрогена в составе кислых солей обозначают словом «гидроген», двух — «дигидроген»:

$KHSO_4$ — калий гидрогенсульфат;

KH_2PO_4 — калий дигидрогенортофосфат;

K_2HPO_4 — калий гидрогенортофосфат.

Основными называют соли, полученные частичной нейтрализацией основания кислотой (например, $Mg(OH)Cl$ — магний гидроксохлорид), двойными — соли, полученные замещением атомов Гидрогена атомами двух металлических элементов (например, $KAl(SO_4)_2$ — калий алюминий сульфат).

Какая соль (средняя, кислая или основная) образуется, зависит от количественных отношений реагентов.

Знаем, понимаем

1. При каких условиях происходит взаимодействие солей с кислотами?
2. При каких условиях происходит взаимодействие двух солей?
3. Как, пользуясь рядом активности металлов, спрогнозировать взаимодействие соли и другого металла в растворе?
4. Охарактеризуйте химические свойства солей.

Применяем

155. Установите соответствие между формулами и названиями солей.

Формула соли		Название	
1	$CaSO_3$	А	кальций ортофосфат
2	$Ca_3(PO_4)_2$	Б	аргентум(I) хлорид
3	$AlCl_3$	В	кальций сульфид
4	CaS	Г	алюминий хлорид
		Д	кальций сульфит

156. Проанализируйте утверждения 1 и 2 и выберите правильный вариант ответа.

Утверждение 1. Взаимодействие солей с металлами относится к реакциям обмена.

Утверждение 2. Натрий сульфат и купрум(II) гидроксид взаимодействуют между собой.

- A** Правильно только утверждение 1
- B** Правильно только утверждение 2
- B** Правильны оба утверждения
- Г** Неправильны оба утверждения

157. В представленных схемах восстановите возможные формулы солей и запишите уравнения химических реакций.

- а) ... + KOH → Cu(OH)₂ + ...
- б) Ca(NO₃)₂ + ... → CaCO₃ + ...
- в) AlCl₃ + ... → AgCl + ...

158. Напишите уравнения реакций обмена между растворами следующих солей:

а) купрум(II) хлорид и натрий сульфид; б) алюминий сульфат и барий нитрат.

159. По уравнению реакции б) задания 158 вычислите количество вещества алюминий сульфата и барий нитрата, в результате взаимодействия которых образовался осадок массой 13,908 г.

160. Предложите три разных способа получения магний хлорида. Запишите соответствующие уравнения реакций.

161. Питьевая сода является кислой солью металлического элемента Натрия и карбонатной кислоты. Составьте формулу этой соли и запишите уравнение реакции её получения из натрий гидроксида и кислотного оксида, соответствующего карбонатной кислоте.

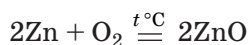
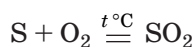


Общие способы получения неорганических веществ

Изучая тему «Основные классы неорганических соединений», вы ознакомились со многими представителями каждого класса. Некоторые из них присутствуют в природе, но гораздо больше — созданы человеком. Вспомним известные вам основные способы добывания неорганических соединений и рассмотрим новые.

ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ. Оксиды получают из простых и сложных веществ путём их окисления или разложением сложных веществ при нагревании.

1. Окисление простых веществ.



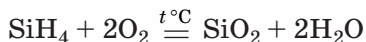
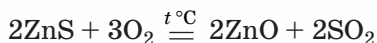
Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ обобщить знания химических свойств простых и сложных веществ;
- ♦ характеризовать способы добывания оксидов, оснований, кислот, средних солей.

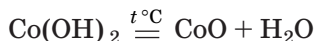


К какому типу реакций относятся эти реакции?

2. Окисление сложных веществ.



3. Разложение нерастворимых оснований или амфотерных гидроксидов при нагревании.

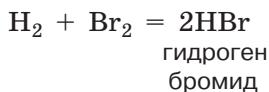


Поработайте группами

Получение скольких и каких именно оксидов (вспомните их классификацию) отображают представленные выше уравнения?

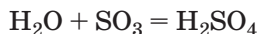
ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ. Безоксигеновые и оксигеносодержащие кислоты добывают реакцией соединения.

1. Для получения безоксигеновых кислот водород соединяют с неметаллом.



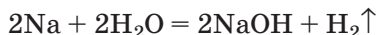
Полученное газообразное вещество растворяют в воде. Водный раствор гидроген бромида называется бромидной кислотой.

2. Оксигеносодержащие кислоты добывают реакцией соединения сложных веществ — кислотного оксида и воды.



ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ. Растворимые основания (щёлочи) получают из активного металла или оксида активного металлического элемента и воды.

1. Взаимодействие активных металлов с водой приводит к образованию щелочей и выделению водорода.



Какой это тип реакции?

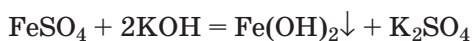
2. Взаимодействие оксидов активных металлических элементов с водой завершается образованием растворимого в воде гидроксида — щёлочи.



Какой это тип реакции?

3. В промышленности щёлочи получают электролизом водных растворов солей безоксигеновых кислот. Более подробно об этом способе вы узнаете в рубрике «Страничка эрудита».

4. **Нерастворимые основания** получают способом действия раствора щёлочи на растворимую соль соответствующего металлического элемента.



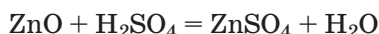
ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ. По сравнению с рассмотренными классами соединений соли, можно получить большим количеством **способов**. Некоторые из них вам уже известны.



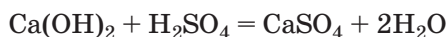
Вспомните особенности взаимодействия кислот с металлами и скажите, для получения каких солей можно использовать этот способ.



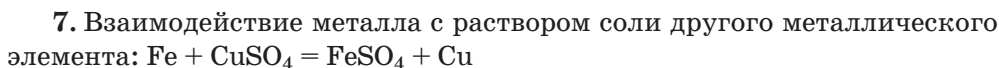
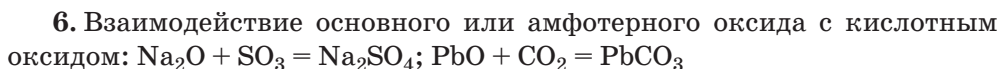
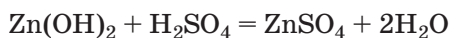
2. Взаимодействие основного или амфотерного оксида с кислотой:



3. Взаимодействие основания с кислотой:



4. Взаимодействие амфотерного гидроксида с кислотой:



Поработайте группами

1. Назовите, к какому типу реакций относится каждая из рассмотренных реакций получения солей.

2. Назовите соли, формулы которых встречаются в этих уравнениях, согласно современной научной украинской номенклатуре.

3. Обсудите условия протекания каждой реакции.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Учебный проект «Выращивание кристаллов солей»

Кристаллы образуются в результате кристаллизации веществ из растворов или расплавов. В этом вы можете убедиться самостоятельно.

Задание 1. Выделите вещество ионного строения натрия хлорид из раствора в виде кристаллов. Для выполнения опыта найдите необходимую информацию в Интернете.

Задание 2. На занятиях кружка выполните опыт с красноречивым названием «водоросли морского дна». Он аналогичен предыдущему, однако разнообразие набора солей для его проведения (CoCl_2 , CuSO_4 , CrCl_3 , FeSO_4 , MnCl_2 , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, MgCl_2) позволит получить соединения, напоминающие причудливый подводный мир водорослей и кораллов.



Кратко о главном

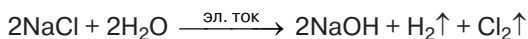
- ✓ Химические реакции сопровождаются образованием различных веществ, что позволяет из соответствующих реагентов добыть нужные продукты реакции.
- ✓ К общим способам получения оксидов относятся: окисление простых и сложных веществ, разложение нерастворимых гидроксидов при нагревании и некоторые другие.
- ✓ К общим способам получения растворимых оснований (щелочей) относятся: взаимодействие соответствующих металлов с водой, взаимодействие соответствующих оксидов с водой.
- ✓ Нерастворимые основания получают взаимодействием щёлочи с солью металлического элемента в растворе.
- ✓ К общим способам получения кислот относятся реакции соединения водорода с неметаллами (безоксигеновая кислота) и воды и кислотного оксида (оксигеносодержащая кислота).
- ✓ Соли получают из веществ, содержащих металлический элемент (металл, оксид металлического элемента, основание, амфотерный гидроксид, соль), способом их взаимодействия с веществами, в состав которых входит кислотный остаток (кислота, соль), а также с кислотными оксидами.



Страницка эрудита

В лаборатории щёлочь можно получить как из металла, так и из оксида. Но ни металлов натрия, калия, кальция, бария, ни их оксидов в природе не существует. Поэтому эти способы добывания щелочей можно применять только как лабораторные. Чтобы обеспечить щелочами различные производства, необходимы другие способы их получения из природного сырья. Впервые получили щёлочь путём электролиза (разложения постоянным током) раствора соли натрия хлорида. Это открытие легло в основу промышленных способов производства щелочей натрия гидроксида и калия гидроксида.

Как происходит электролиз, вы будете изучать позже. А пока запишем суммарное уравнение электролиза водного раствора натрия хлорида.



Как видно из записи, из доступных и имеющихся в природе поваренной соли и воды возможно добыть три новых вещества, которых в природе не существует, но каждое из которых используется в промышленности.

Знаем, понимаем

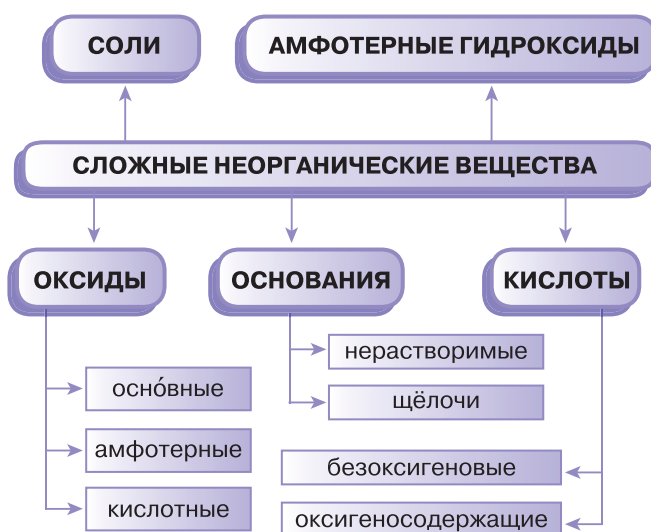
1. Перечислите основные способы получения:
а) оксидов; б) оснований; в) кислот; г) солей.
2. Какие оксиды можно получить, окислив цинк сульфид?

- 162.** Карбон образует с Оксигеном два оксида: в одном он проявляет валентность два, во втором — четыре. Запишите уравнения реакций образования этих оксидов.
- 163.** Напишите уравнения получения одной из солей как можно бóльшим количеством способов.
- 164.** При получении каких веществ в реакцию вступает вода: хлоридная кислота, натрий хлорид, сернистая кислота, феррум(III) гидроксид, барий гидроксид? Запишите уравнения соответствующих реакций.
- 165.** Алюминий оксид, полученный разложением при нагревании алюминий гидроксида количеством вещества 2 моль, использовали для взаимодействия с хлоридной кислотой. Вычислите массу образовавшейся соли.
- 166.** Какую ошибку допустил ученик, когда решил получить купрум(II) гидроксид из купрум(II) оксида и воды? Какие реакции вы предложили бы ему провести, чтобы добыть это вещество?



Генетические связи между простыми веществами и основными классами неорганических соединений

ГЕНЕТИЧЕСКИЕ РЯДЫ. Теперь вам известно разнообразие классов неорганических соединений, которое представлено на схеме 18.



Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ расширить знания по химии понятием о генетических рядах;
- ◆ устанавливать генетические связи между простыми и сложными веществами, основными классами неорганических соединений;
- ◆ совершенствовать умение работать с информацией, представленной в виде схем.

Схема 18

Классы неорганических соединений

При изучении свойств веществ вы выяснили, что с помощью соответствующих химических реакций из веществ одного класса можно добывать вещества других классов. Такие взаимопреобразования получили название **генетических рядов**.

В переводе с греческого *генетический* означает — относящийся к происхождению, изучающий развитие чего-либо.

Рассматривая химические свойства соединений различных классов, можно проследить, как они связаны между собой происхождением. То есть составить генетические ряды, в которых прослеживается генетическая (родственная) связь между классами неорганических соединений конкретного металла или неметалла.

Генетическая связь — это связь между веществами различных классов, которая основана на взаимопреобразовании веществ и показывает происхождение одних веществ от других.

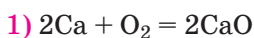
Знание генетических связей объясняет разнообразие классов неорганических соединений и веществ в природе, открывает перед учёными перспективы создания новых веществ.

Давно замечено, что вещества, которые происходят от простых веществ — металлов, существенно отличаются по свойствам от веществ, которые берут начало от простых веществ — неметаллов. Поэтому различают два генетических ряда: *генетический ряд металлов* и *генетический ряд неметаллов*.

ГЕНЕТИЧЕСКИЙ РЯД МЕТАЛЛОВ. Генетические связи металла и его соединений можно представить в следующем виде.

МЕТАЛЛ → основной оксид → основание (щёлочь) → соль

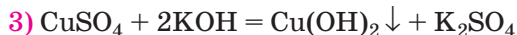
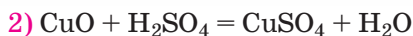
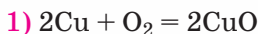
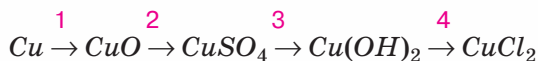
Ионы металлического элемента, начинающего генетический ряд, присутствуют во всех его сложных веществах.



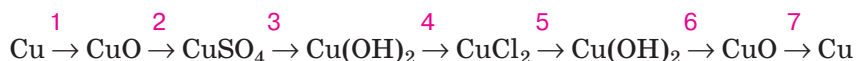
Как вы знаете, нерастворимое основание невозможно получить из оксида путём взаимодействия его с водой. Поэтому генетическая связь усложняется на одно звено.

МЕТАЛЛ → основной оксид → соль → основание → другая соль

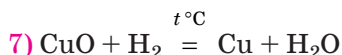
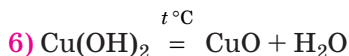
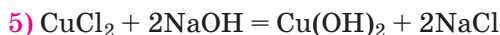
Для меди и соединений Купрума она имеет следующий вид:



Однако не обязательно, чтобы с образованием соли генетический ряд завершился. Его можно продолжить и, в частности, в обратном направлении.



В этом генетическом ряду первые четыре действия аналогичны рассмотренным выше, а остальные являются новыми.

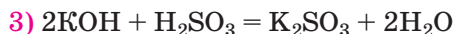
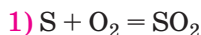


Последнее действие указывает на то, что существуют реакции, с помощью которых можно извлечь металл из его оксида и таким образом получить простое вещество.

ГЕНЕТИЧЕСКИЙ РЯД НЕМЕТАЛЛОВ. Генетический ряд неметаллов выстраивается по тому же принципу, что и металлов, только гидрат оксида в нём не основание, а кислота.

НЕМЕТАЛЛ → кислотный оксид → кислота → соль

Рассмотрим генетический ряд неметаллов на примере серы.



Таким образом, вы ознакомились с типичными вариантами генетических рядов металлов и неметаллов.

ГЕНЕТИЧЕСКИЕ СВЯЗИ МЕЖДУ ОСНОВНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. Связи прослеживаются не только в пределах генетического ряда, но и между генетическими рядами металлов и неметаллов, о чём свидетельствует обобщающая схема 19, представленная на следующей странице.

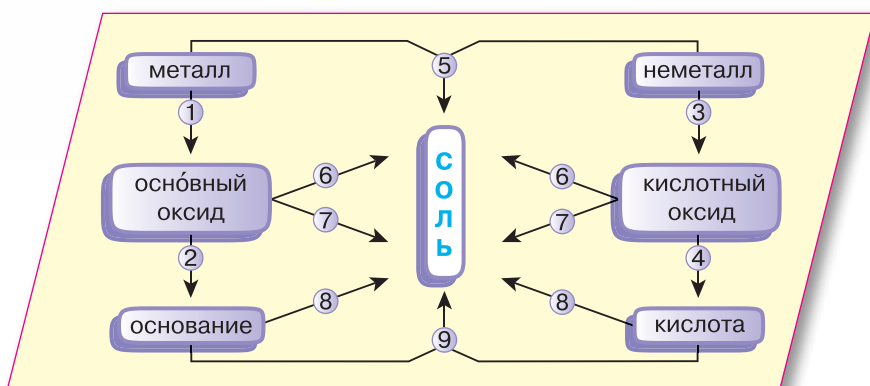


Схема 19

Схема генетических связей металлов и неметаллов и соединений их элементов

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание.

Разработайте план выполнения опытов в подтверждение генетического ряда фосфора.

Действие 1. Составьте схему, отражающую генетический ряд фосфора, используя формулы и названия веществ.

Действие 2. Подберите вещества, необходимые для преобразований по составленной вами в задании 1 схеме.

Действие 3. Запишите уравнения реакций в соответствии с составленной схемой.



Кратко о главном

- ✓ Генетическая связь классов неорганических соединений — это связь, которая раскрывает способность одних веществ преобразовываться в другие и подтверждать единство их происхождения.
- ✓ Генетический ряд металлов выстраивается на основе одного и того же металлического элемента в указанной последовательности:

МЕТАЛЛ → основный оксид → основание → соль

- ✓ Генетический ряд неметаллов выстраивается на основе одного и того же неметаллического элемента в указанной последовательности:

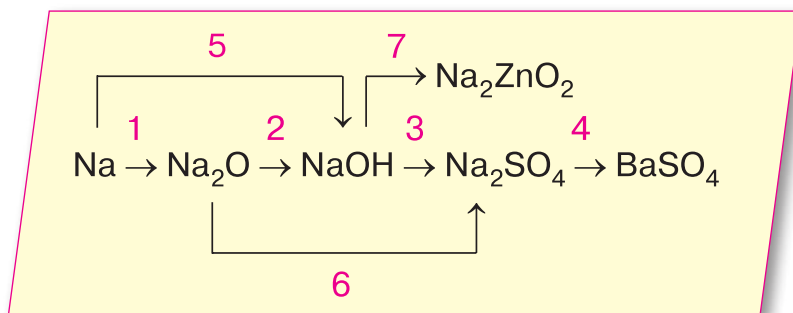
НЕМЕТАЛЛ → кислотный оксид → кислота → соль

- ✓ Между классами соединений существует генетическая связь: из веществ одного класса можно получить вещества других классов.

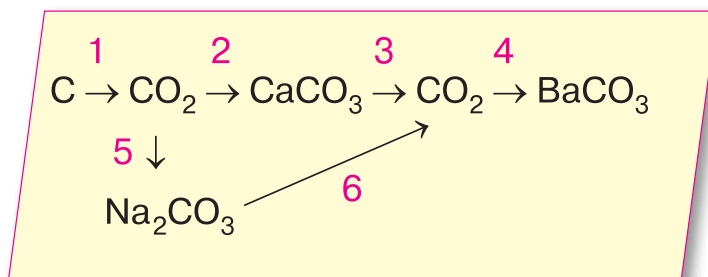


В параграфе представлены генетические ряды линейного строения. Однако разнообразие веществ и их свойств позволяет строить разветвлённые генетические ряды. Такие ряды раскрывают генетические связи между основными классами неорганических соединений. Рассмотрим это на конкретных примерах.

Пример 1. Генетические связи металла и соединений металлического элемента.



Пример 2. Генетические связи неметалла и соединений неметаллического элемента.



Применяем

- 167.** Найдите и исправьте ошибку в схеме генетического ряда неметалла.
 НЕМЕТАЛЛ \rightarrow оксид неметаллического элемента \rightarrow основание \rightarrow соль
- 168.** Дополните генетический ряд силиция, позволяющий добыть из оксида кислоту.
 силиций \rightarrow силиций(IV) оксид \rightarrow ? \rightarrow силикатная кислота
 Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 169.** Из приведённых формул веществ постройте генетические ряды:
 а) Li_2O , Li , LiOH , Li_3PO_4 ;
 б) MgSO_4 , Mg , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, MgO .
 Напишите уравнения химических реакций по построенным генетическим рядам. Укажите типы химических реакций и названия продуктов реакций.
- 170.** Напишите уравнения реакций к примерам 1 и 2 из рубрики «Страничка эрудита».
- 171.** Составьте самостоятельно схему генетических связей основных классов соединений для конкретного металла или неметалла.



Значение химического эксперимента как источника знаний. *Практическая работа 1.*

Исследование свойств основных классов неорганических соединений

Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ узнать о том, как благодаря экспериментальному методу в химии получают новые знания о веществах и явлениях и подтверждают научные предположения.

Вам известны различные методы исследования веществ и явлений, в том числе и эксперимент.

Экспериментом называют научный опыт по изучению свойств веществ и явлений в специально созданных условиях.

Этот метод исследования характерен для многих наук и наиболее распространён в естественных науках — биологии, физике, химии. Используя опыт как метод исследований, учёные-химики всесторонне изучают химические свойства веществ, создают новые вещества с заранее определёнными свойствами, в том числе и те, в которых нуждается организм человека, например витамины. Благодаря экспериментальному методу стремительно развивается фармацевтическая промышленность (синтез лекарственных веществ), бытовая химия (стиральные порошки, шампуни, средства по уходу за вещами, бытовыми приборами и т. д.).

Изучая классы неорганических соединений, вы наблюдали за проведением химического эксперимента учителем, а также самостоятельно выполняли лабораторные опыты в классе и проводили домашние эксперименты по заданиям, представленным в рубрике «Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя». Этот опыт позволил вам убедиться в достоверности информации о свойствах классов неорганических соединений, способствовал формированию экспериментальных умений.

Теперь вы можете проводить самостоятельные исследования отдельных свойств веществ, выполнять задачи, которые в учебнике не детализированы. Для этого вам необходимо сначала составить план проведения исследования, спрогнозировать результаты и подтвердить их подлинность с помощью эксперимента. Выполнение подобных заданий станет убедительным доказательством ваших знаний, поможет усовершенствовать умения по организации и проведению химического эксперимента: прогнозировать, составлять план эксперимента, собирать несложные приборы, пользоваться химической посудой и лабораторным оборудованием и т. п.

У вас будет возможность реализовать всё это, выполняя задачи *практической работы 1*. Самостоятельное исследование свойств отдельных

представителей основных классов неорганических соединений конкретизируют ваши знания о них, будут формировать умения планировать эксперимент, проводить его, описывать наблюдения, высказывать суждения о значении химического эксперимента как источника знаний.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Практическая работа 1.

Исследование свойств основных классов неорганических соединений

Выполняя задания этой практической работы, вы сможете получить подтверждение истинности научных знаний о свойствах сложных неорганических веществ и оценить свои учебные достижения.

Задание 1. Исследуйте физические и химические свойства натрий гидроксида, феррум(III) гидроксида, цинк гидроксида. В выводе укажите, что общего и различного в свойствах этих веществ.

Задание 2. Исследуйте способность хлоридной кислоты и натрий хлорида к взаимодействию с аргентум(I) нитратом. Сделайте вывод о том, как можно выявить хлоридную кислоту и хлориды в растворе.

Задание 3. От длительного кипячения воды на стенках чайника появляется накипь — отложения твёрдых кальций и магний карбонатов. Опытным путём (для проведения эксперимента воспользуйтесь мелом) выясните, веществами какого класса неорганических соединений можно устранить накипь.

Задание 4. Получите карбон(IV) оксид и исследуйте химические свойства этого вещества.

Задание 5. Исследуйте способность железа вытеснять металлы цинк и медь из растворов их солей.

Задание 6. Опытным путём докажите, что сульфатная кислота содержит атомы Гидрогена, способные замещаться ионами металлического элемента.

По каждому из заданий опишите наблюдения, дайте им объяснения. Напишите уравнения и укажите типы всех проведённых вами химических реакций. Сделайте общий вывод, какие знания и умения пригодились вам, чтобы выполнить задания практической работы.

Страничка эрудита



Без химического эксперимента невозможно создавать новые вещества, а тем более вещества с заранее прогнозируемыми свойствами. Покажем это на примере *инсулина* — так называется вещество, вырабатываемое поджелудочной железой в организмах всех позвоночных, включая человека. Основное его назначение — регулировать содержание глюкозы в составе крови. Именно благодаря инсулину уровень глюкозы в крови остаётся постоянным, несмотря на количество потребляемых углеводов (сахар, крахмал). Если же инсулина в организме человека вырабатывается недостаточно, это вызывает серьёзное нарушение обмена веществ, получившее название сахарный диабет. Больным сахарным диабетом

нужно ежедневно вводить инсулин. Сначала его получали исключительно из поджелудочной железы животных в специальных лабораториях при мясокомбинатах.

Учёные долгое время исследовали строение инсулина и искали способ его синтеза, то есть добывания в химической лаборатории. В конце XX в. их усилия увенчались успехом — сложное строение органического вещества инсулина было установлено. Начался следующий этап работы, который заключался в изобретении способа создания искусственного инсулина. После его завершения инсулин начали производить массово. В 2003 г. Киевский завод по производству инсулина выпустил свою первую продукцию. Так благодаря экспериментальному методу исследований, которым воспользовались химики, биологи, медицинские работники, была решена проблема обеспечения жизненно необходимым препаратом людей, больных сахарным диабетом.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Домашний эксперимент: действие на сок свёклы лимонного сока, раствора пищевой соды, мыльного раствора

Среди растений есть такие, которые можно использовать вместо индикаторов.

Задание 1. Исследуйте, как цвет сока столовой свёклы изменяется в кислой среде, щелочной среде, воде. Вам понадобятся: сок столовой свёклы, уксус, лимонная кислота или разбавленный водой сок лимона, раствор хозяйственного мыла, раствор пищевой соды. Результаты наблюдений запишите в тетрадь и сделайте соответствующие выводы.

Задание 2. Воспользовавшись полученными в задании 3 (практическая работа 1) результатами, устранили накипь на стенках чайника, которым пользуетесь дома.



Работаем с медиа-источниками

Пользуясь различными источниками информации, выполните **учебный проект** «Выдающиеся экспериментальные исследования химиков современности».

Знаем, понимаем

1. Предложите физические и химические способы очистки гвоздей от ржавчины.
2. На основе результатов, полученных в задании 5 (практическая работа 1), сделайте вывод о том, какой из элементов — Цинк или Купрум — вероятнее может встретиться в природе в виде простого вещества, а какой — в виде соединений.
3. Какое значение в химии имеет экспериментальный метод исследования?

Применяем

- 172.** Укажите, какое из веществ можно получить взаимодействием оксида с водой.
- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| A хлоридная кислота | B силикатная кислота |
| B сульфатная кислота | Г цинк гидроксид |
- 173.** Укажите вещество, действием которого на натрий карбонат можно получить нерастворимую соль.
- | | | | |
|---------------|----------------------------|-------------------------------|-------------------------|
| A вода | B нитратная кислота | B купрум(II) гидроксид | Г кальций нитрат |
|---------------|----------------------------|-------------------------------|-------------------------|



Экспериментальные задачи. Практическая работа 2. Решение экспериментальных задач

Химические задачи делятся на две большие группы — *расчётные* и *экспериментальные*. Решение первых предусматривает проведение математических вычислений, например, расчётов по химическим уравнениям массы или объёма вещества. Экспериментальные задачи решают опытным путём.

Экспериментальными называются задачи, решение которых требует выполнения химического эксперимента.

Это могут быть задачи, по условию которых необходимо:

- распознать вещества;
- установить качественный состав веществ;
- получить вещество различными способами или осуществить преобразования, следуя заданной схеме.

Для успешного решения экспериментальных задач необходимо знать физические и химические свойства веществ, способы их получения.

Прежде чем начать решение экспериментальной задачи, следует провести мысленный эксперимент. Для задач на распознавание веществ он состоит в том, что на основе знаний о свойствах классов соединений разрабатывают план экспериментального распознавания выданных для опыта веществ и определяют последовательность выполнения опытов.

Пример 1.

Распознать, в каких пронумерованных, но без этикеток пробирках содержатся: хлоридная кислота, растворы сульфатной кислоты, натрий хлорида, натрий гидроксида.

Решение

Рассуждаем так: жидкости во всех пробирках одинаковы на вид, поэтому по агрегатному состоянию и цвету провести распознавание хотя бы одного из веществ не удастся. Следовательно, следует распознавать вещества, используя их химические свойства. Довольно часто случается, что два, а то и больше веществ, которые распознают, одинаково реагируют при взаимодействии с веществом, с помощью которого хотят провести

Изучение параграфа поможет вам:

- различать расчётные и экспериментальные химические задачи;
- прогнозировать протекание химических реакций;
- подготовиться к выполнению практической работы по решению экспериментальных задач;
- развивать умение планировать химический эксперимент.

распознавание. Это создаёт определённые трудности при решении экспериментальных задач. Их можно избежать, оформив мысленный эксперимент в виде таблицы.

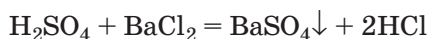
Формулы веществ по условию задачи	Вещества, с помощью которых осуществляют распознавание				
	BaCl ₂	цинк	фенолфталеин	AgNO ₃	ответ (№ пробирки)
HCl	без изменений	H ₂			
H ₂ SO ₄	BaSO ₄ ↓				
NaCl	без изменений	без изменений	без изменений	AgCl↓	
NaOH	без изменений	без изменений	малиновый		
№ опыта	1	2	3	4	

Из таблицы видим, что для решения задачи вещества, с помощью которых необходимо распознать вещества из условия задачи, следует использовать в такой последовательности: барий хлорид, цинк, фенолфталеин, аргентум(I) нитрат.



Запомните! Из выданных вам пробирок нужно отливать (отбирать) для распознавания небольшие порции веществ или их растворов. Это правило необходимо обязательно соблюдать.

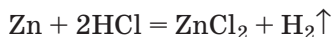
Таким образом, сначала отольём в чистые пробирки немного (около 1 мл) раствора каждого вещества и поочерёдно добавим к ним раствор барий хлорида. Только в одной из пробирок появится белый осадок — в той, которая содержит сульфатную кислоту.



Номер этой пробирки записываем в ответе.

Взаимодействие с цинком указано как второй опыт. Если бы его проводили первым, то сразу в двух пробирках (с хлоридной и сульфатной кислотами) наблюдали бы выделение водорода и распознать кислоты не удалось бы.

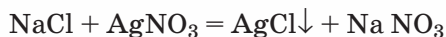
Дальнейшее исследование проводим, изъяв из опытов пробирку с раствором сульфатной кислоты. Из трёх пробирок, содержащих нераспознанные вещества, отливаем в чистые пробирки по 1 мл растворов и осторожно кладем в каждую гранулы цинка. Только в одной пробирке наблюдается выделение водорода. Из трёх исследуемых веществ это свойственно только хлоридной кислоте:



Записываем в ответе номер этой пробирки напротив ячейки с формулой HCl и больше с этим веществом не работаем.

Осталось распознать натрий хлорид и натрий гидроксид. Прежде всего воспользуемся фенолфталеином, потому что с аргентум(I) нитратом осадки образуют оба вещества. В пробирке с натрий гидроксидом раствор индикатора приобретёт малиновую окраску.

Остаётся убедиться в том, что в последней пробирке содержится натрий хлорид, добавив в неё аргентум(I) нитрат.



Получили белый творожистый осадок аргентум(I) хлорида.

А может ли быть другая последовательность? Да. Например, можно начинать распознавание с использования фенолфталеина. Так мы сразу определим и удалим из последующих исследований натрий гидроксид, ведь в других растворах фенолфталеин не изменит окраску.

Пример 2. Как различными способами получить магний хлорид?

Решение

Магний хлорид MgCl_2 — это соль безоксигеновой кислоты и достаточно активного металлического элемента Магния. Поэтому можно использовать все изученные способы получения солей:

- 1) магний + хлор \rightarrow магний хлорид;
 - 2) магний + соляная кислота \rightarrow магний хлорид + водород;
 - 3) магний оксид + соляная кислота \rightarrow магний хлорид + вода;
 - 4) магний гидроксид + соляная кислота \rightarrow магний хлорид + вода;
 - 5) магний сульфат + барий хлорид \rightarrow магний хлорид + барий сульфат \downarrow .
- К указанным схемам самостоятельно напишите уравнения реакций.

Пример 3. Проведите эксперимент по представленной схеме и запишите уравнения реакций.



Решение

1. Получаем сульфур(IV) оксид сжиганием серы.
2. Растворяем кислотный оксид в воде и получаем раствор кислоты.
3. Нейтрализуем кислоту щёлочью.

Потренироваться в решении экспериментальных задач вы сможете во время выполнения лабораторного опыта «Решение экспериментальных задач».

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Лабораторный опыт 9. Решение экспериментальных задач

Помните о мерах безопасности во время работы, следуйте им.

Задача 1. Получите купрум(II) сульфат двумя способами.

Задача 2. Распознайте хлоридную кислоту и раствор натрий хлорида.

Задача 3. Распознайте растворы магний хлорида и магний сульфата.

Задача 4.

Распознайте растворы нитратной кислоты и натрия гидроксида. Прежде чем приступить к проведению химического эксперимента, составьте план практического решения задачи, продумайте, какие другие вещества будете использовать, какое оборудование и посуда необходимы.

Всё это, результаты наблюдений, а также уравнения реакций опишите в рабочей тетради.

В течение следующего урока вы будете выполнять *практическую работу 2*. Для того чтобы хорошо подготовиться к её выполнению, проведите мысленный химический эксперимент по решению указанных ниже экспериментальных задач.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Практическая работа 2.

Решение экспериментальных задач

Экспериментальная задача 1. Определите, в какой из пробирок находятся растворы кислоты, щёлочи и вода.

Экспериментальная задача 2. Определите, в какой пробирке находится сульфатная кислота, а в какой её соль — натрий сульфат.

Экспериментальная задача 3*. Определите, в какой пробирке находится натрий карбонат, а в какой — натрий хлорид.

Экспериментальная задача 4. Определите, в какой пробирке содержатся хлоридная кислота, калий хлорид, барий хлорид.

Экспериментальная задача 5*. Определите, в какой пробирке находится раствор цинк сульфата, а в какой — магний сульфата.

Экспериментальная задача 6. Не проводя химических реакций, распознайте магний оксид и купрум(II) оксид.

Экспериментальная задача 7. С помощью химических реакций распознайте цинк оксид и магний карбонат.

Экспериментальная задача 8*. С помощью химических реакций докажите наличие примесей порошкообразного купрум(II) оксида в порошке графита.

Экспериментальная задача 9. Осуществите химические реакции по следующим схемам: а) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$; б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.

Экспериментальная задача 10. Получите из:

- а) купрум(II) оксида — купрум(II) сульфат;
- б) феррум(III) сульфата — феррум(III) гидроксид;
- в) купрум(II) гидроксида — купрум(II) оксид.

Экспериментальная задача 11*. Добудьте различными способами:

- а) цинк сульфат;
- б) карбон(IV) оксид;
- в) купрум(II) хлорид.

Оформите в тетрадях отчёт о проделанной работе.

§ 46.

ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ ОТ ЭЛЕКТРОННОГО СТРОЕНИЯ АТОМОВ

Вы знаете, что каждый элемент в периодической системе занимает постоянное, чётко определённое место, по которому можно безошибочно узнать: а) заряд ядра атома; б) число электронов; в) количество энергетических уровней. А каким образом связаны (есть ли зависимость) электронное строение атомов и химические свойства элементов и их соединений?

Для получения ответа сначала выполним демонстрационные опыты по выявлению свойств гидратов оксидов химических элементов одного периода.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЕ ДОКАЗАТЕЛЬСТВО СВОЙСТВ ГИДРАТОВ ОКСИДОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ОДНОГО ПЕРИОДА.

Для проведения опытов возьмём гидраты оксидов элементов 3 периода Натрия, Алюминия и Сульфура.

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ повторить особенности электронного строения атомов химических элементов;
- ♦ определять химические свойства оксидов, гидратов оксидов конкретного элемента;
- ♦ объяснять связь электронного строения атомов и химических свойств элементов и образуемых ими соединений;
- ♦ обобщить сведения об изменении свойств элементов и их соединений в пределах главных подгрупп (групп А) и периодов периодической системы.

Поработайте группами

1. Наблюдайте за опытами, которые демонстрирует учитель.
2. Дайте объяснение наблюдаемым изменениям.
3. Напишите уравнения реакций, протекавших в проведённых опытах.

Опыт 1.

В две пробирки нальём раствор натрий гидроксида и добавим по несколько капель раствора индикатора щелочной среды (например, фенолфталеина). В одну пробирку добавим хлоридной кислоты, во вторую — немного порошка магний гидроксида. Наблюдая, обнаружим, что в первой пробирке цвет индикатора изменился с малинового на бесцветный. Во второй видимых изменений не произошло. О чём это свидетельствует?

Опыт 2.

Получим алюминий гидроксид из раствора его соли алюминий хлорида, подействовав на неё небольшим количеством раствора натрий гидроксида. Добытый осадок разделим на две пробирки. В первую добавим раствор щёлочи до полного исчезновения осадка, а во вторую — хлоридную или другую кислоту (тоже до полного исчезновения осадка).



Объясните, почему в обеих пробирках осадок растворился.

Опыт 3.

Нальём в две пробирки раствор сульфатной кислоты и добавим в каждую по несколько капель раствора индикатора кислой среды, например метилового оранжевого.



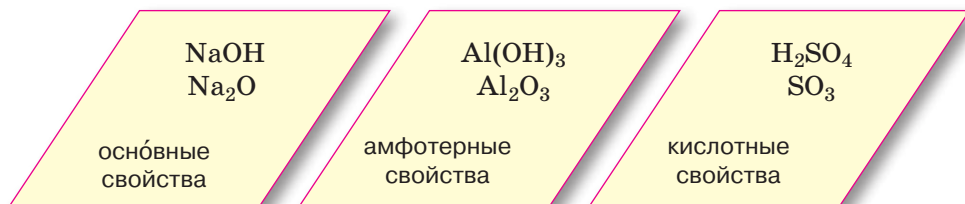
Как изменился цвет содержимого пробирок? Объясните почему.

В одну пробирку к сульфатной кислоте добавим раствор щёлочи, во вторую — раствор другой кислоты и будем наблюдать за изменениями цвета индикатора. После доливания малыми порциями раствора щёлочи к кислоте

наблюдается исчезновение розового цвета. Зато появляется оранжевый, а если щёлочи взяли с избытком, то жёлтый. Объясните результаты наблюдения.

Экспериментальным путём мы получили подтверждение, что свойства исследуемых гидратов оксидов разные. Натрий гидроксид — типичное основание с выраженными щелочными свойствами, алюминий гидроксид — амфотерный гидроксид, а сульфатная кислота обладает всеми свойствами кислоты.

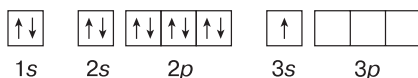
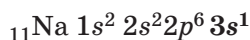
Вы знаете, что натрий гидроксиду соответствует основной оксид — натрий оксид, алюминий гидроксиду — амфотерный оксид алюминий оксид, а сульфатной кислоте — кислотный оксид серы(VI) оксид.

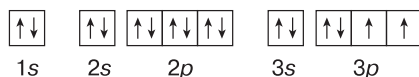
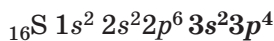
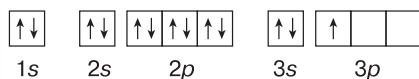
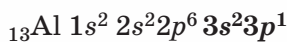


Как видим, в пределах третьего периода с увеличением протонного числа свойства соединений химических элементов изменились от типичных основных — через амфотерные — к кислотным.

СВЯЗЬ МЕЖДУ ХИМИЧЕСКИМИ СВОЙСТВАМИ ЭЛЕМЕНТОВ, ИХ СОЕДИНЕНИЙ И ЭЛЕКТРОННЫМ СТРОЕНИЕМ АТОМА. На основе современной теории строения атома учёные объясняют, что химические свойства элементов и их изменение в периодах зависят от строения электронных оболочек атомов. Вспомним, как изменяется строение электронных оболочек атомов химических элементов одного периода.

Проанализируем электронные формулы атомов химических элементов, с гидратами оксидов которых выполнялись опыты.





По количеству энергетических уровней атомы Натрия, Алюминия и Сульфура не имеют различий. Однако у каждого из них разное число электронов на внешнем энергетическом уровне, которое с увеличением порядкового номера элемента возрастает. У атома Натрия один электрон, Алюминия — три, Сульфура — шесть.



Повторите § 15 и **вспомните**, что атомы металлических элементов содержат на внешнем энергетическом уровне мало электронов, поэтому он у них далёк от завершения.

Атомы неметаллических элементов, наоборот, имеют внешние энергетические уровни, наполовину и более заполненные электронами (отсчёт ведётся по сравнению с 8-электронным энергетическим уровнем). С позиций теории строения атома в этом следует искать объяснение свойств химических элементов и их соединений.

Как строение электронных оболочек атомов и место элемента в периодической системе отражаются на свойствах химических элементов и их соединений, иллюстрирует таблица 16.

Таблица 16

Элементы третьего периода и их некоторые характеристики

ПРИЗНАКИ СРАВНЕНИЯ	ЭЛЕМЕНТЫ ТРЕТЬЕГО ПЕРИОДА							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Порядковый номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Формула простого вещества	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
	металлы			неметаллы				
Формула высшего оксида	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Формула гидрата высшего оксида	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Валентность в оксиде и его гидрате	1	2	3	4	5	6	7	—
Химические свойства высшего оксида и его гидрата	основные		амфотерные	кислотные				
Общее в строении атома	электронная оболочка имеет три энергетических уровня							
Число электронов на внешнем уровне	1	2	3	4	5	6	7	8

В периодах с увеличением протонного числа ослабевают металлические и усиливаются неметаллические свойства элементов и их соединений. Причиной этого является увеличение количества электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома.

Такая зависимость между размещением элементов в периоде и свойствами образованных ими веществ является общей для всех периодов с той лишь разницей, что в малых периодах эти изменения происходят быстрее, чем в больших.

Если в короткопериодной системе химических элементов провести воображаемую линию через элементы Бериллий, Алюминий, Германий, Станум, Стибий, Плюмбум, Полоний, то в верхней правой части окажутся неметаллические элементы, а в нижней левой — металлические. Элементы, расположенные на линии разделения, — это металлические элементы с амфотерными свойствами оксидов и гидроксидов.

В зависимости от того, в какой части периодической системы размещён элемент, его соединения проявляют или основные, или кислотные, или амфотерные химические свойства.

Восстановите в памяти рассмотренные ранее свойства естественных семейств щелочных элементов (см. § 5), галогенов и инертных элементов (см. § 6). Вспомните, с какой активностью реагируют с водой литий, натрий, калий и галогены с металлами. Вы убедитесь в том, что металлические свойства щелочных элементов с увеличением протонного числа усиливаются, неметаллические свойства галогенов — ослабевают.

Самые активные щелочные металлические элементы размещены в группе под номером I, то есть в начале периодов, а самые активные неметаллические элементы галогены — в группе под номером VII, то есть в конце периодов. Элементом VIII группы заканчивается каждый период.

Элементы одной подгруппы (щелочные, галогены или других семейств) обладают общими свойствами благодаря одинаковому строению внешнего энергетического уровня.

Рассмотренные зависимости ещё раз подтверждают универсальный характер периодического закона и доказывают, что он является фундаментальным законом природы.

Кратко о главном

- ✓ Изменение свойств элементов в периодах является следствием изменения количества электронов на внешнем энергетическом уровне атома.
- ✓ В периодах с увеличением порядкового номера свойства элементов и их соединений ослабевают, а неметаллические — усиливаются.
- ✓ Сходство химических свойств элементов одной подгруппы — результат одинакового строения внешних энергетических уровней их атомов.
- ✓ Периодическая повторяемость свойств элементов в периодах является следствием периодического повторения строения электронных оболочек атомов.

Знаем, понимаем

1. Дайте определение периода периодической системы, приведите примеры.
2. Какие энергетические подуровни имеются во 2 и 3 энергетических уровнях?
3. По положению в периодической системе химических элементов, протонные числа которых 52 и 56, спрогнозируйте химические свойства их оксидов.
4. У Натрия или Магния более выраженный металлический характер?
5. Гидрат какого оксида — CO_2 или N_2O_5 — обладает более выраженными кислотными свойствами? Ответ обоснуйте.
6. Как изменяются металлические свойства химических элементов одного периода с увеличением протонного числа?
7. Как изменяются неметаллические свойства элементов одной подгруппы (группы А) с увеличением протонного числа?

Применяем

174. Для элементов второго периода рассмотрите, сравните и запишите:
- а) формулы оксидов и гидратов оксидов, валентности элементов в них;
 - б) металлические и неметаллические свойства простых, кислотные и основные свойства сложных веществ.
175. Соответствуют ли результаты вашего сравнения выводу о том, что в пределах одного периода происходит постепенный переход от металлических свойств химических элементов и их простых веществ к неметаллическим?
176. Спрогнозируйте химические свойства соединений элементов второго периода с протонными числами 3, 6 и 9. В подтверждение вашего предположения напишите уравнения химических реакций.
177. Разместите химические элементы по усилению неметаллических свойств.
- | | |
|-------------------|-------------------|
| А Кислород | В Флуор |
| Б Карбон | Г Нитроген |
- 178*. Могут ли оксид и гидрат оксида химического элемента, электронная формула которого имеет окончание $\dots 3s^2 3p^5$, проявлять основные свойства? Ответ обоснуйте.



Распространённость в природе и применение ОКСИДОВ, КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ



Изучение параграфа поможет вам:

- ◆ описывать распространённость оксидов, кислот, оснований в природе;
- ◆ узнать о применении оксидов, кислот, оснований;
- ◆ обосновывать зависимость между составом, свойствами и применением неорганических соединений.

РАСПРОСТРАНЁННОСТЬ ОКСИДОВ В ПРИРОДЕ.

Вы уже знаете из природоведения и химии 7 класса, что среди химических элементов чемпионами по распространению в природе являются Оксиген, Силиций, Алюминий, Феррум. Отметим, что своё первенство они получили благодаря оксидам — наиболее распространённым сложным веществам на нашей планете. Они преобладают во всех оболочках Земли: атмосфере (карбон(IV) оксид, водород оксид, или вода), литосфере (силиций(IV) оксид, или кремнезём, алюминий оксид, феррум(II) и феррум(III) оксиды) и, конечно же, в гидросфере (вода).

Ещё с уроков природоведения вы знаете, что в воздухе углекислого газа содержится приблизительно 0,03 %. На первый взгляд, это немного. Однако, если учесть, что сплошная воздушная оболочка Земли достигает 15 км в высоту, становится понятно, насколько распространён этот газообразный оксид.

А что говорить о другом оксиде неметаллического элемента — водород оксиде — воде, которой покрыто 3/4 суши и на которую приходится около 80 % массы клеток живых организмов!

Только карбон(IV) оксид в природных условиях равномерно распространён на нашей планете. Сейчас в результате хозяйственной деятельности человека его становится значительно больше в атмосфере. Остальные оксиды на определённых территориях образуют залежи, тогда как на других участках Земли их мало или нет совсем.



Работаем с медиа-источниками

О распространённости воды вы знаете больше всего. Поэтому обобщите свои знания о воде, дополните их новой информацией. Составьте схему «Водород оксид в природе», по которой подготовьте рассказ.

Образование скалистых гор, почвы невозможно без силиций(IV) оксида и алюминий оксида. В общем, земная кора наполовину состоит из силиций(IV) оксида.

В Украине крупные месторождения оксидов Феррума расположены вблизи Кривого Рога.

ПРИМЕНЕНИЕ ОКСИДОВ основывается на разнообразии их химических и физических свойств. Например, свойство оксидов взаимодействовать с другими веществами используют при добычании алюминия, сплавов железа — чугуна и стали.

Без использования способности гидроген оксида H_2O растворять другие вещества с образованием растворов невозможно представить быт, пищевую промышленность, производство лекарств и т. п. Высокая теплоёмкость воды обеспечила ей использование в обогреве помещений, теплообменниках на заводах по производству кислот, в производстве удобрений и т. п. Вода также является ценным сырьём, из которого изготавливают кислоты, спирты, водород, кислород, щёлочи и многие другие вещества. Она вдохновляет поэтов и художников на создание шедевров искусства.

Поработайте группами

Подготовьте проект «Образ воды в мировом искусстве». Для этого вспомните и проанализируйте произведения изобразительного, музыкального искусства и литературы.

Говоря об использовании воды, не следует забывать, что в воде зародилась жизнь и без неё живая природа существовать не может. Поэтому ответственность за сохранность чистоты водоёмов возлагается на каждого из вас.

Силиций(IV) оксид SiO_2 — это и незаменимый строительный материал в составе песка и гранита, и важное сырьё для производства стекла, цемента, фарфора, керамики. Из чистого силиция(IV) оксида (кварца) — изготавливают детали кварцевых часов, термостойкую посуду.

Из алюминий оксида Al_2O_3 примерно на 50 % состоят бокситовые руды, залежи которых есть в Украине. Основное назначение этого оксида — получение на алюминиевых заводах «крылатого» металла алюминия.

Твёрдость алюминий оксида и силиций(IV) оксида обеспечила им применение как *абразивов*.

На природных рудах-оксидах Феррума работают доменные печи. Это сооружения, в которых из руд выплавляют железо в виде чугуна. Из руды магнитный железняк, содержащей в своём составе железную окалину Fe_3O_4 , её ещё называют смешанным оксидом $FeO \cdot Fe_2O_3$, изготавливают магниты.

Другие оксиды, хотя и уступают своим распространением или масштабами применения, не менее важны.

ПРИМЕНЕНИЕ ДРУГИХ ОКСИДОВ. Многие химические производства приостановили бы свою работу без наличия катализаторов, в частности *ванадий(V) оксида*, *манган(IV) оксида* и других.

Белая, зелёная, коричневая и некоторые другие краски своим цветом обязаны оксидам металлических элементов — Цинка, Хрома, Феррума, Кобальта.

Сульфур(IV) оксид добывают из руд-сульфидов, чтобы доокислить и получить сульфатную кислоту. Он также находит применение как отбеливатель бумаги, в текстильной промышленности — для отбеливания шерсти, шёлка, в пищевой промышленности — для консервирования плодов, в санитарно-гигиенических целях — для обеззараживания помещений и т. п.

● **Абразивы** — очень твёрдые материалы, применяемые для шлифования, точения и полирования.



Схема 20

Применение оксидов

Магний оксид применяют в производстве огнеупорных материалов, из которых изготавливают тигли и огнеупорный кирпич.

Добавляя в стекло вместо части силиций(IV) оксида бор оксид B_2O_3 , изготавливают тугоплавкое стекло, выдерживающее нагревание до $800\text{ }^\circ\text{C}$.

В медицине находят применение цинк оксид, магний оксид, алюминий оксид и другие оксиды.

Строительство было бы невозможным без силиций(IV) оксида, воды и негашёной извести.

По схеме 20 вы можете ещё раз убедиться в разностороннем применении оксидов.

РАСПРОСТРАНЁННОСТЬ И ПРИМЕНЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ КИСЛОТ. В отличие от оксидов, неорганические кислоты не образуют залежей. Их добывают на химических заводах. С применением изученных кислот ознакомьтесь по схеме 21.

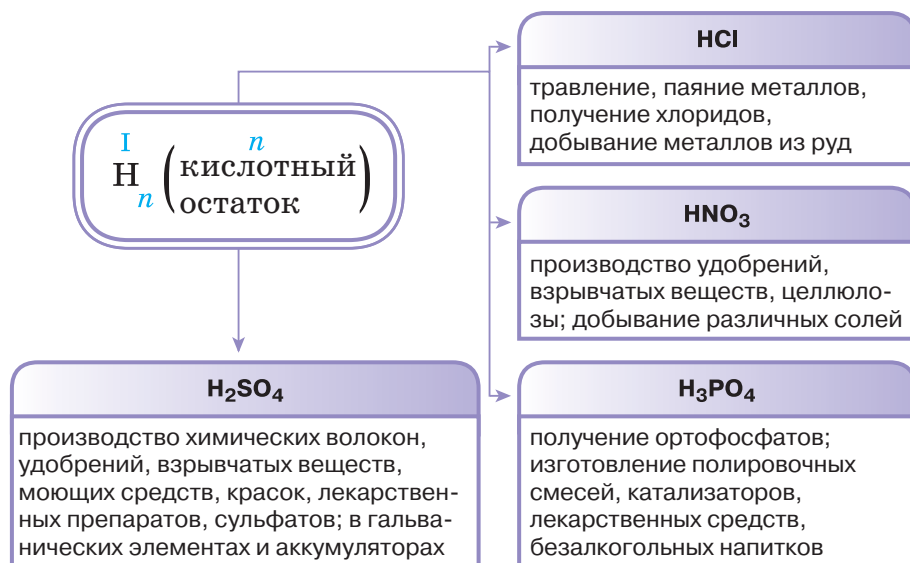


Схема 21 Применение кислот

РАСПРОСТРАНЁННОСТЬ И ПРИМЕНЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ОСНОВАНИЙ. Представители этого класса неорганических веществ в природе отсутствуют. Их производят промышленным способом. Наибольшее значение имеют натрий гидроксид и калий гидроксид. Применение этих и других оснований показано на схеме 22 (см. с. 244).

ВЛИЯНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ НА ОКРУЖАЮЩУЮ СРЕДУ И ЗДОРОВЬЕ ЧЕЛОВЕКА. Используя представителей основных классов неорганических соединений, нельзя игнорировать их влияние на окружающую среду и здоровье человека. Попадание их в окружающую среду в количествах, превышающих *предельно допустимые концентрации*, наносит вред, достаточно часто непоправимый для всего живого на

● **Предельно допустимая концентрация** — это показатель безопасного уровня содержания вредных веществ в окружающей среде.

нашей планете. Среди представителей основных классов неорганических соединений наиболее опасными являются газообразные оксиды Карбона, Сульфура, Нитрогена, попадающие в воздух с продуктами горения нефти, газа, угля, бензина, дров, с выбросами нефтеперерабатывающих, металлургических, химических заводов, автомобильного транспорта.

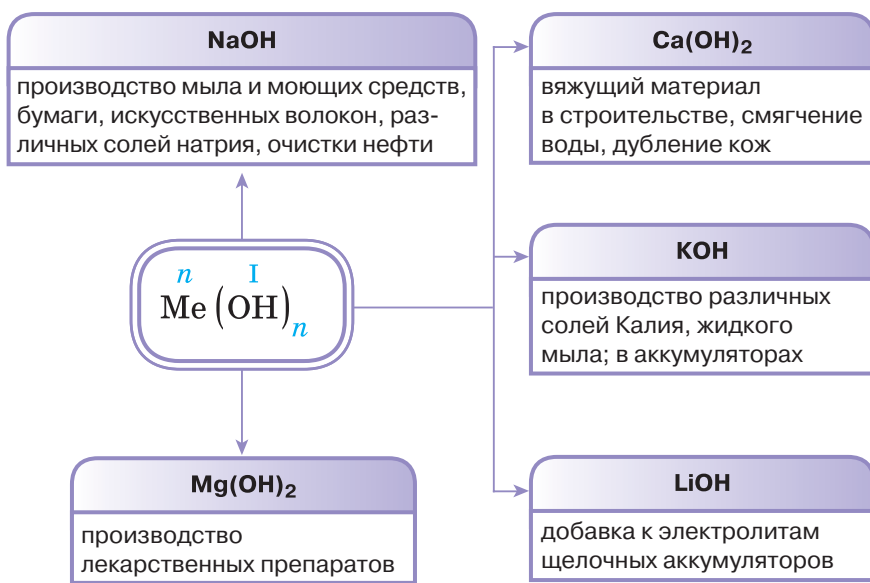


Схема 22 Применение оснований



Кратко о главном

- ✓ По распространению в природе оксиды занимают первое место среди сложных неорганических веществ.
- ✓ Оксиды находят широкое применение в различных отраслях промышленности и быту.
- ✓ Широкое использование оксидов обусловлено разнообразием их физических и химических свойств.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание. Выясните, какие оксиды и с какой целью используют члены вашей семьи и вы лично.

На каких свойствах этих веществ основывается их применение?



В этом параграфе было охарактеризовано отдельное применение каждого из оксидов. Однако существуют производства, где задействованы сразу несколько оксидов, например, производство чугуна в доменных печах (домнах). Железо добывают из оксидов Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , входящих в состав железной руды. Источником тепла в этом процессе является высококачественный уголь — кокс. Кроме того, кокс необходим для образования достаточного количества карбон(IV) оксида CO_2 в домне. При высокой температуре он соединяется с раскалённым коксом и образует карбон(II) оксид, без которого производство железа остановилось бы, поскольку CO доокисляется за счёт Оксигена, содержащегося в железной руде, а металл выделяется в свободном состоянии.

Руды содержат тугоплавкие примеси, в основном силиций(IV) оксид. Чтобы они не загрязняли металл, в домну добавляют известняк, который распадается на кальций оксид CaO и углекислый газ. Кальций оксид CaO реагирует с силиций(IV) оксидом SiO_2 , а образовавшийся продукт реакции легко удаляется, так как при высокой температуре внутри домны находится в жидком состоянии. В доменном производстве в теплообменниках используют также воду.

То есть чтобы выплавить чугун, необходимо как минимум 5–6 различных оксидов. Не меньшее количество используют и для производства стали.

Работаем с медиа-источниками



Используя различные источники информации, разработайте и представьте **учебный проект** «Влияние химических соединений на окружающую среду и здоровье человека».

Знаем, понимаем

1. Расскажите о применении оксидов, воспользовавшись представленной в параграфе схемой 20.
2. Приведите примеры самых распространённых в природе оксидов.
3. Используя текст параграфа и дополнительные информационные источники, подготовьте сообщение о применении оксидов, кислот, оснований, отмечая, на каких конкретных свойствах этих веществ оно основано.

Применяем

179. Напишите формулы всех оксидов, упоминаемых в параграфе и в рубрике «Страницка эрудита». Классифицируйте их известными вам способами.
180. Примерный состав обычного оконного стекла записывают $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Подумайте, из каких солей образовано стекло, и напишите их формулы. Какой оксид находится в избытке?
181. Ванадий(V) оксид и марганец(IV) оксид используют как катализаторы. У какого из этих оксидов больше массовая доля Оксигена?
182. Подумайте, на каком химическом свойстве фосфор(V) оксида основывается его применение как осушителя.
183. Вычислите массу нитратной кислоты и калий карбоната, из которых получили ценное удобрение калийную селитру KNO_3 массой 10,1 т.
184. Подготовьте вопрос или задание о распространении и применении оксидов, кислот, оснований, чтобы задать его ученикам своего класса на уроке.



Распространённость в природе, применение средних солей

Изучение параграфа поможет вам:

- ♦ описывать распространённость солей в природе;
- ♦ узнать о применении средних солей;
- ♦ выяснить применение соединений основных классов в строительстве и быту;
- ♦ оценить значение важнейших представителей солей.

Среди неорганических соединений по распространённости в природе соли занимают второе место после оксидов. Например, горные породы и глина состоят из солей силикатной кислоты, имеющих сложное строение, поэтому их формулы записывают как формулы оксидов, например, формула полевого шпата $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, глины — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

СОЛИ НАТРИЯ В ПРИРОДЕ. Наиболее известная вам соль — натрий хлорид $NaCl$, или поваренная соль (минерал такого состава называется *галит*). Месторождения этой соли в

Украине расположены вблизи г. Бахмут Донецкой области и в Карпатах. Человек издавна использует эту соль как пищевой продукт и средство для консервирования (засолка рыбы, мяса, грибов и т. п., квашение овощей).

Было время, когда поваренная соль стоила дороже, чем золото. Наши предки знали цену соли, поэтому ещё в древности зародился обычай встречать гостей хлебом-солью. А ещё есть поговорка: «Чтобы узнать человека, надо с ним пуд соли съесть». Пуд долгое время был распространённой единицей массы в Украине, он равен 16 кг. Человек в год потребляет около 3 кг соли. Несложно подсчитать, что двое съедят пуд соли где-то за 2–3 года. И жизненный опыт показывает, что поговорка эта не беспочвенна.

Как сырьё, натрий хлорид используется для производства натрий гидроксида, металла натрия, неметалла хлора, хлоридной кислоты, мыла, синтетических моющих средств. В изготовлении продукции кондитерской и фармацевтической промышленности применяют и другие соли Натрия, в частности натрий нитрат $NaNO_3$, натрий карбонат Na_2CO_3 .

Натрий карбонат применяют для изготовления стекла, бумаги, тканей, моющих средств, в мыловарении.

СОЛИ КАЛЬЦИЯ. Соль *кальций карбонат* $CaCO_3$ является основной составляющей известняка, мрамора, мела. Известняк используют для получения кальций оксида (негашёной извести), известкования кислых почв (уменьшения содержания в них кислот), извлечения из состава чугуна (при его производстве) таких кислотных оксидов, как силиций(IV) оксид, фосфор(V) оксид. Вместе с глиной и песком известняк используют в производстве *цемента*. Цемент — незаменимый строительный материал. Ни один дом, ни один тоннель не построить без него. Уникальность цемента в том, что с годами его твёрдость увеличивается.

Работаем с медиа-источниками

Воспользуйтесь информацией из различных источников для выполнения **учебного проекта** «Соединения основных классов в строительстве и быту» и представьте его.

Кости позвоночных животных и человека содержат кальций ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, а зубы — ещё и кальций фторид CaF_2 . Поэтому, когда на зубной пасте указано, что она содержит фтор, на самом деле это означает наличие в ней кальций фторида и других соединений Флуора. Из кальций ортофосфата получают ортофосфатную кислоту и фосфорные удобрения.

Кроме крови и костей, соли входят в состав клеточного сока, нервной и мышечной тканей человека и животных.

Из уроков природоведения и биологии вам известно, что для полноценного роста и развития растениям нужны химические элементы Калий, Nitrogen, Фосфор. Их в виде минеральных удобрений вносят в почву. По своему составу почти все минеральные удобрения — это соли, в частности калий хлорид KCl , калий карбонат K_2CO_3 , аммоний нитрат NH_4NO_3 , кальций гидрогенортофосфат CaHPO_4 , кальций дигидрогенортофосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Широко применяется и кальций сульфат CaSO_4 . Порошок природного минерала гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нагревают до температуры $150\text{--}170\text{ }^\circ\text{C}$ и получают *алебастр* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Как видно из формул, в алебастре на 1 моль кальций сульфата приходится в 4 раза меньше моль воды, чем в гипсе. Гипсовые повязки, гипсовые строительные материалы, барельефы, статуи и т. д. — всё это сделано из алебастра, который после смешивания с водой затвердевает, снова образуя гипс.

Работаем с медиа-источниками

С минералами¹ вы ознакомились на уроках географии при изучении горных пород в 6 классе и при изучении минерально-сырьевых ресурсов в 8 классе. Используйте межпредметные связи географии и химии, дополните и расширьте знания по географии информацией о химическом составе минералов, их залежах в Украине.

Твёрдость, блеск и цвет являются основными физическими свойствами, по которым определяют минералы. Химический состав устанавливают экспериментальным путём, подвергая минерал воздействию различных веществ.

Поработайте группами

Выполните **учебный проект** «Химический состав и применение минералов».

Выполняя проект группой, вы сможете собрать больше разнообразной информации, подготовить яркую презентацию. Если у вас будет возможность, обязательно посетите областной краеведческий или природоведческий музей, где широко представлена интересная и поучительная информация по теме проекта.

¹ *Минералы* — природные химические соединения земной коры, однородные по своей физической структуре и химическому составу.

В Украине самая большая коллекция минералов собрана в Национальном научно-природоведческом музее Национальной академии наук Украины (г. Киев). Это — один из крупнейших научно-природоведческих музеев мира и самый большой природоведческий музей Украины. Его посещение запоминается на всю жизнь.

Голубой цвет воды в плавательных бассейнах обусловлен раствором купрум(II) сульфата CuSO_4 . Эту соль добавляют не для имитации цвета морской воды, а чтобы не допустить размножения и роста водорослей.

Калий хлорид (KCl) встречается в природе в виде минерала сильвина $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$. Его используют как калийное удобрение, а также в производстве калия и калий гидроксида. Барий сульфат BaSO_4 используют как рентгеноконтрастное вещество в медицинской практике.

СОЛИ МОРЕЙ И ОКЕАНОВ. Мировой океан содержит наибольшее количество солей на нашей планете. Вода морей и океанов из-за содержания в ней различных солей на вкус солёно-горькая. 100 г морской воды в среднем содержат 3,5 г солей, среди которых на натрий хлорид приходится почти 78 %. У морей и океанов разная *солёность* — так называется содержание солей в единице объёма морской воды. Однако качественный состав солей практически одинаковый, и учёные склоняются к мысли о том, что Мировой океан в древние времена был единым.

Морские растения и животные приспособились к жизни в солёной воде. Кроме того, их организмы накапливают в своём теле отдельные ионы, входящие в состав солей морей и океанов. Поэтому морепродукты богаты Кальцием, Силицием, Йодом, Купрумом, Магнием, Фосфором и другими элементами.

На схеме 23 представлены некоторые примеры применения солей. Это лишь небольшая часть того, что касается их использования.

Подумайте и назовите соли, которыми вы пользуетесь в повседневной жизни.

Химия — это жизнь: страничка естествоиспытателя

Задание. Проверьте своё вкусовое ощущение солёности морской воды.

Вкусовые ощущения у каждого человека индивидуальны. Приготовьте 1000 г раствора из 35 г морской соли и воды (соль можно приобрести в магазине, при отсутствии морской соли воспользуйтесь поваренной). Отлейте 100 мл свежеприготовленного раствора и разбавьте его 100 мл воды. По сравнению с исходным раствором у этого раствора солёность вдвое меньше. Попробуйте его на вкус, прикоснувшись к раствору кончиком языка. Есть ли ощущение привкуса морской воды? Снова отлейте 100 мл раствора и добавьте к нему 100 мл воды. Приготовленный раствор имеет в 4 раза меньшую солёность, чем исходный.

Продолжайте действовать аналогично, пока перестанете ощущать солёность воды. Во сколько раз вы разбавили начальный раствор, чтобы ощущение солёности исчезло?

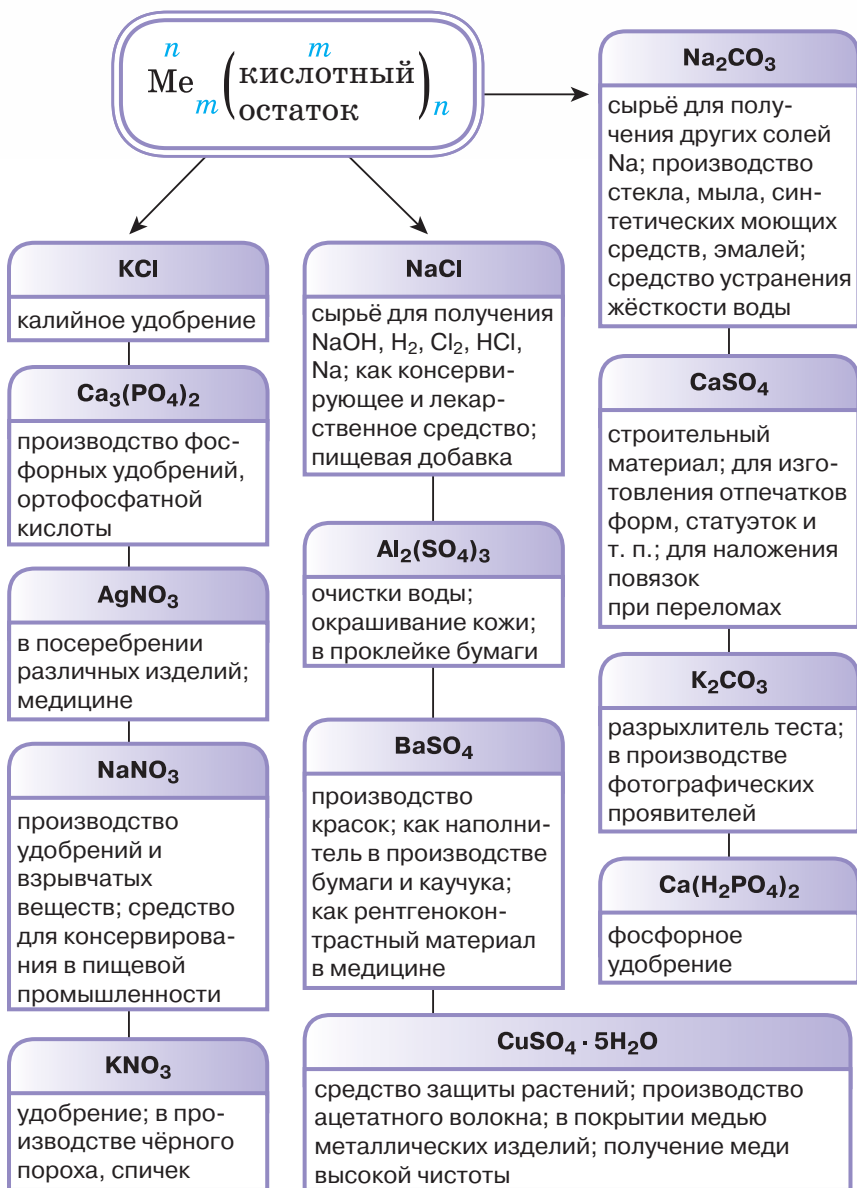


Схема 23

Применение солей

Страничка эрудита



Сегодня набирает популярность *соляная терапия*, или *галотерапия*. Так называется лечебная процедура с использованием климатических условий соляной пещеры в искусственно созданной среде. Для этого оборудуют помещения с поверхностью из каменной поваренной соли, природных соляных кристаллов, соляного кирпича рудного происхождения.

Нахождение в соляной комнате способствует насыщению клеток организма человека полезными ионами, за счёт чего восстанавливается функция лёгких, а микрофлора дыхательных путей очищается от пыли и вредных бактерий. В течение сеанса галотерапии увеличивается насыщенность крови кислородом, формируются защитные силы организма для борьбы с инфекциями и вирусами. Интерьер соляной комнаты изображён на рисунке 58.



Рис. 58

Соляная комната
в Солотвино (Закарпатье)



Кратко о главном

- ✓ Соли относятся к распространённым в природе сложным неорганическим веществам, среди которых больше всего хлоридов, карбонатов, ортофосфатов.
- ✓ Часть солей используется сразу после добычи, а часть подвергается химической переработке с целью получения новых веществ.
- ✓ Соли находят самое разнообразное применение в химической промышленности и других отраслях общественного хозяйства, а также в быту.
- ✓ Украина богата залежами солей.

Знаем, понимаем

1. Вспомните названия солей изученных вами кислот. Приведите два-три примера солей каждой кислоты.
2. Расскажите о распространённости солей в природе.
3. Какие физические свойства солей обеспечивают им широкое применение? Ответ иллюстрируйте конкретными примерами.
4. Раскройте применение и оцените значение важнейших представителей класса неорганических соединений солей.
5. Вода хоть и является жидкостью при обычных условиях, однако некоторые считают её минералом. А каково ваше мнение по этому поводу? Стоит ли жидкость считать минералом или достаточно ограничиться льдом, образующим айсберги? Обсудите это в группе.
6. Поработайте с таблицей «Растворимость кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в воде» (см. приложение 3, с. 255) и выясните: а) соли какой кислоты все растворимы в воде; б) у каких металлических элементов все соли растворимы в воде; в) какие соли сульфатной кислоты нерастворимы в воде. Составьте и запишите в тетрадь их формулы.

- 185.** Средняя солёность воды в Азовском море составляет около 14 %. Найдите информацию о том, сколько воды приблизительно находится в Азовском море, и вычислите массу солей Азовского моря (плотность принять за 1).
- 186.** Барий сульфат, о применении которого говорилось в тексте параграфа, можно получить взаимодействием барий хлорида с сульфатной кислотой. Вычислите массу барий хлорида, из которого можно получить барий сульфат для проведения одного рентгенологического исследования желудка или тонкого кишечника. Известно, что для взрослых непосредственно перед исследованием готовят 300 г смеси из барий сульфата и дистиллированной воды в соотношении 2 : 1.
- 187.** Для консервирования огурцов используют уксус — раствор, в котором содержание уксусной (этановой) кислоты равно 9 %. Вычислите массовую долю этого вещества в маринаде объёмом 1 л (плотность считать $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$), если для его изготовления необходимо 30 мл уксуса.



Выполнение комбинированных заданий

Уважаемые восьмиклассники!

Тема 4 «Основные классы неорганических соединений» является завершающей темой по химии в 8 классе. Поэтому знание формул и свойств важнейших представителей оксидов, оснований, кислот, солей позволяет повторить и применить знания и умения, сформированные в предыдущих темах.

Если вам по силам самостоятельно выполнить предложенные задания и упражнения, то вас можно поздравить с высоким уровнем учебных достижений, сформированностью предметной компетентности в химии, касающейся:

- ◆ периодического закона и строения атома;
- ◆ химической связи и строения веществ;
- ◆ количества вещества и связанных с ним понятий;
- ◆ расчётов по химическим формулам и химическим уравнениям реакций;
- ◆ состава, строения, свойств, получения и применения неорганических веществ основных классов.

Задание 1.

У высшего оксида химического элемента IV группы относительная молекулярная масса 60. Назовите химический элемент и выполните следующие действия:

- а) составьте формулы его оксида и гидрата оксида;
- б) спрогнозируйте химические свойства его оксида и гидрата оксида;
- в) составьте уравнения реакций, которые подтверждают химические свойства соединений этого элемента.

Задание 2.

Напишите и сравните электронные формулы атомов Нитрогена и Фосфора. Объясните, что в них общего и различного.

Задание 3.

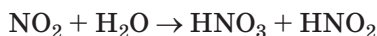
Какая частица — атом Магния, катион Магния или анион Хлора — имеет больше протонов, чем электронов?

Задание 4.

Укажите вид химической связи в таких веществах: калий хлорид, кислород, вода. Объясните её образование.

Задание 5.

Нитроген(IV) оксид является оксидом двух кислот.



Напишите химическое уравнение этой реакции, определите степени окисления элементов в каждой формуле.

Задание 6.

Как из феррум(III) гидроксида, хлоридной кислоты, магния и гидроген пероксида получить четыре сложных и два простых вещества? Напишите уравнения реакций, укажите их типы, назовите продукты реакции.

Задание 7.

Составьте план проведения эксперимента по распознаванию внешне одинаковых растворов натрий хлорида, натрий карбоната, натрий сульфата, находящихся в колбах без этикеток.

Задание 8*.

Напишите уравнения реакций получения магний сульфата из:

- металла;
- оксида неметаллического элемента;
- гидрата оксида неметаллического элемента;
- соли.

Какая из написанных вами реакций является реакцией нейтрализации?

Задание 9.

Как с помощью индикаторов распознать воду, калий гидроксид, нитратную кислоту?

Задание 10*.

При нормальных условиях смесь азота и углекислого газа объёмом 8,96 л имеет массу 16 г. Определите массовые доли компонентов в смеси.

Задание 11.

Какой объём карбон(IV) оксида пропустили через избыток раствора натрий гидроксида массой 200 г с массовой долей растворённого вещества 10 %, получив среднюю соль?

**ОТВЕТЫ
К РАСЧЁТНЫМ ЗАДАЧАМ**

16. 0,5 г.
49. 46,7 %.
50. Теллур.
73. $90,3 \cdot 10^{23}$ атомов.
74. $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул.
75. а) $56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; б) $40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.
76. 0,5 моль.
79. Приблизительно 0,3 г.
80. 0,085 моль натрий хлорида и 0,15 моль сахара.
82. 2,5 моль.
83. 44,8 л.
84. 44,8 л.
86. На 0,18 г тяжелее 1 л кислорода.
87. На 3,9 г.
89. 220 г.
90. На $3,01 \cdot 10^{23}$ атомов больше в порции аммония.
95. а) 1,59; б) 1,52; в) 2,2.
106. 61,6 %.
131. а) 24 г магния и 40 г магний оксида;
б) 4,8 г магния и 6,4 г кислорода;
в) 32 г кислорода и 80 г магний оксида.
132. 9,6 л и $2,4 \cdot 10^{23}$ молекул водорода.
133. 0,8 моль SO_3 , 14,4 г H_2O .
134. 28,4 г P_2O_5 в 11,6 г SiO_2 .
139. 0,56 л.
146. 19,8 г цинк гидроксида, 50 г раствора.
152. Больше при взаимодействии с магнием.
159. 0,06 моль барий нитрата и 0,02 моль алюминий сульфата.
165. 267 г.
181. Больше у ванадий(V) оксида.
183. 6,3 т.
186. Приблизительно 147 г.
187. Приблизительно 0,27 %.

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

А

Актиноиды 53
 Амфотерный гидроксид 206
 Амфотерный оксид 204
 Амфотерность 204
 Атом 59

Б

Безоксигеновый 34

В

Вытесняющий ряд металлов 171

Г

Галогены 36
 Генетическая связь 224
 Группа 50

И

Изотопы 65
 Индикатор 19
 Инертные газы 40
 Инертные элементы 39
 Ион 113

К

Катион 112
 Кислота 163
 Кислотный остаток 19
 Классы неорганических соединений 128
 Количество вещества 128
 Кристаллические решётки 120

Л

Лантаноиды 53

М

Моль 129
 Молярная масса 133
 Молярный объём 140

Н

Нейтрон 57
 Нейтронное число 64
 Нормальные условия 139
 Нуклид 64
 Нуклонное число 64

О

Оксигеносодержащий 220
 Оксид 154
 Орбиталь 69
 Основа 160
 Основные оксиды 187
 Относительная плотность газов 143

П

Период 50
 Периодическая система 49
 Периодический закон 43
 Подгруппа
 — главная 51
 — побочная 51
 Протон 56
 Протонное число 64

Р

Радиоактивность 55
 Радиус атома 74
 Реакция
 — замещения 170
 — качественная 216
 — нейтрализации 200
 — обмена 188
 — ядерная 65

С

Соль 173
 — средняя 214
 Степень окисления 115

Ф

Формульная единица вещества 131

Х

Химическая связь 101
 — ионная 113
 — ковалентная неполярная 107
 — ковалентная полярная 110

Ч

Число Авогадро 129

Щ

Щелочные элементы 31

Э

Экспериментальный метод 231
 Электрон 55
 Электронная оболочка 68
 Электронная формула атома 78
 Электронная формула молекулы 108
 Элемент химический 65
 Энергетическая ячейка 82
 Энергетический подуровень 73
 Энергетический уровень 75

Я

Ядро 56

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ И СОЛЕЙ

		КАТИОНЫ																							
		сильных гидроксидов							слабых гидроксидов																
		H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺		
АНИОНЫ	ОН ⁻	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н	
	Сильных кислот	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	
	Слабых кислот	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	—	М	М	М
		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	—	—	—
	С ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	
	SO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Х	Х	Х	
	CO ₃ ²⁻	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н	Х	Х	Х	Х	
	PO ₄ ³⁻	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н	

Условные обозначения:

- Р — растворимое вещество (> 1 г на 100 г воды);
- М — малорастворимое вещество (от 0,1 до 1 г на 100 г воды);
- Н — практически нерастворимое вещество (<0,1 г на 100 г воды);
- Х — вещество неизвестно;
- — вещество реагирует с водой

Сведения о состоянии учебника

№	Фамилия и имя ученика/ ученицы	Учебный год	Состояние учебника		Оценка
			в начале года	в конце года	
1					
2					
3					
4					
5					

Навчальне видання
ЯРОШЕНКО Ольга Григорівна

ХІМІЯ

Підручник для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів
з навчанням російською мовою
(Російською мовою)

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

ВИДАНО ЗА РАХУНОК ДЕРЖАВНИХ КОШТІВ. ПРОДАЖ ЗАБОРОНЕНО

Редактор *Л. П. Марченко*
Головний художник *І. П. Медведовська*
Технічний редактор *Е. А. Авраменко*
Коректор *С. В. Войтенко*

При оформленні підручника використано малюнки *Наталії Андрійченко*,

а також ілюстрації та фотоілюстрації з мережі Інтернет: *В. Моренка, Є. Мраченка, Н. Прибори, Дм. Широноса, Chip Clark, Diverroy, Nikolz, Frank-Peters, Injenerker, KrulUA, Saicle, Jrp_studio, Galdzer, Sakkmasterke, Leonard Zhukovsky, Nikolay Alexandrov, Frank Peters, Evgeny Illarionov, Roy Pedersen, Oleksandr Omelchenko, Veronika Alexovicova, Jasmina Putnik, Sergey Galushko, Andrei Nekrassov, Daniel Jedzura, Dmitri Maruta, Iakov Filimonov, Iosif Szasz-Fabian, Iurii Konoval, Ivan Arhipov, Jordi De Rueda Roige, Katarzyna Biatasiewicz, Kirill Smyslov, Lance Beller, Lenets Tatsiana, Lyudmil Genov, Marina Anokhina, Markus Gan, Nikifor Todorov, Nikita Sobolkov, Olekcii Mach, Oleksandr Marynchenko, Oleksii Olkin, Przemyslaw Koch, Sasin Tipchai, Sergey Sidorov, Siim Sepp, Svetlana Pavlova*

Формат 70x100 ¹/₁₆. Ум. друк. арк. 20,736 + 0,324 форзац.
Обл.-вид. арк. 19,50 + 0,55 форзац. Наклад 3712 пр.
Зам. №

ТОВ «Український освітянський видавничий центр «Оріон»
Свідоцтво «Про внесення суб'єкта видавничої справи до державного реєстру
видавців, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції»
Серія ДК № 4918 від 17.06.2015 р.

Адреса видавництва: 03061, м. Київ, вул. Миколи Шепелева, 2
www.orioncentr.com.ua

Віддруковано ТОВ «НВП Поліграфсервіс»,
вул. Юрія Коцюбинського, 4, к. 25, м. Київ, 04053
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3751 від 01.04.2010 р.

Периодическая система химических элементов (длиннопериодная форма)

Периоды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	s-элементы																	
	1,0 H Гидроген 1															4,0 He Гелий 2		
2	6,9 Li Литий 3	9,0 Be Бериллий 4											p-элементы					
3	23,0 Na Натрий 11	24,3 Mg Магний 12	d-элементы										10,8 B Бор 5	12,0 C Карбон 6	14,0 N Азот 7	16,0 O Кислород 8	19,0 F Фтор 9	20,2 Ne Неон 10
4	39,1 K Калий 19	40,1 Ca Кальций 20	45,0 Sc Скандий 21	47,9 Ti Титан 22	50,9 V Ванадий 23	52,0 Cr Хром 24	54,9 Mn Манган 25	55,9 Fe Железо 26	58,9 Co Кобальт 27	58,7 Ni Никель 28	63,5 Cu Медь 29	65,4 Zn Цинк 30	69,7 Ga Галлий 31	72,6 Ge Германий 32	74,9 As Арсен 33	79,0 Se Селен 34	79,9 Br Бром 35	83,8 Kr Криптон 36
5	85,5 Rb Рубидий 37	87,6 Sr Стронций 38	88,9 Y Иттрий 39	91,2 Zr Цирконий 40	92,9 Nb Ниобий 41	95,9 Mo Молибден 42	(99) Tc Технеций 43	101,1 Ru Рутений 44	102,9 Rh Родий 45	106,4 Pd Палладий 46	107,9 Ag Серебро 47	112,4 Cd Кадмий 48	114,8 In Индий 49	118,7 Sn Олово 50	121,8 Sb Сурьма 51	127,6 Te Теллур 52	126,9 I Йод 53	131,3 Xe Ксенон 54
6	132,9 Cs Цезий 55	137,3 Ba Барий 56	138,9 La* Лантан 57	178,5 Hf Гафний 72	181,0 Ta Тантал 73	183,9 W Вольфрам 74	186,2 Re Рений 75	190,2 Os Осмий 76	192,2 Ir Иридий 77	195,1 Pt Платина 78	197,0 Au Золото 79	200,6 Hg Ртуть 80	204,4 Tl Таллий 81	207,2 Pb Свинец 82	209,0 Bi Висмут 83	(209) Po Полоний 84	(210) At Астат 85	(222) Rn Радон 86
7	(223) Fr Франций 87	(226) Ra Радий 88	(227) Ac** Актиний 89	(261) Rf Резерфордий 104	(262) Db Дубний 105	(263) Sg Сиборгий 106	(262) Bh Борий 107	(265) Hs Гасий 108	(266) Mt Мейтнерий 109	(281) Ds Дармштадтий 110	(280) Rg Рентгений 111	(285) Cn Коперниций 112	(284) Uut Унунтрий 113	(289) Fl Флеровий 114	(288) Uup Унунпентий 115	(293) Lv Ливерморий 116	(294) Uus Унунсептий 117	(294) Uuo Унуноктний 118

Относительная атомная масса элемента

Символ элемента

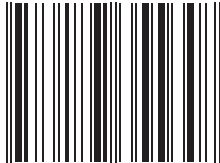
Название элемента

Порядковый номер

f-элементы

* Лантаноиды	140,1 Ce Церий 58	140,9 Pr Празеодим 59	144,2 Nd Неодим 60	(147) Pm Прометий 61	150,4 Sm Самарий 62	152,0 Eu Европий 63	157,3 Gd Гадолиний 64	158,9 Tb Тербий 65	162,5 Dy Диспрозий 66	164,9 Ho Гольмий 67	167,3 Er Эрбий 68	168,9 Tm Тулий 69	173,0 Yb Иттербий 70	175,0 Lu Лютеций 71
** Актиноиды	232,0 Th Торий 90	(231) Pa Протактиний 91	238 U Уран 92	(237) Np Нептуний 93	(244) Pu Плутоний 94	(243) Am Америций 95	(247) Cm Кюрий 96	(247) Bk Берклий 97	(249) Cf Калифорний 98	(252) Es Эйнштейний 99	(257) Fm Фермий 100	(258) Md Менделевий 101	(259) No Нобелий 102	(260) Lr Лоуренсий 103

ISBN 978-617-7355-64-8



9 786177 355648

