

**ГОСУДАРСТВЕННАЯ
ИТОГОВАЯ АТТЕСТАЦИЯ**



Е.В. САВИНКИНА, Г.П. ЛОГИНОВА

ХИМИЯ

В ТАБЛИЦАХ И СХЕМАХ

для подготовки

к ОГЭ

**ОГЭ – ШКОЛЬНИКАМ
И УЧИТЕЛЯМ**

**100
БАЛЛОВ**

Е.В. Савинкина
Г.П. Логинова

ХИМИЯ В ТАБЛИЦАХ И СХЕМАХ

Справочное пособие

8–9
классы

Издательство АСТ
Москва

УДК 373:54
ББК 24я721
С13

Савинкина, Елена Владимировна.

С13 Химия в таблицах и схемах : справочное пособие : 8—9 классы / Е.В. Савинкина, Г.П. Логинова. — Москва : Издательство АСТ, 2017. — 95, (1) с.

ISBN 978-5-17-100055-4

(Новая школьная программа)

ISBN 978-5-17-105333-8

(Подготовка к основному государственному экзамену)

В справочнике в виде доступных схем и таблиц представлен школьный курс химии. Наглядное, простое и удобное изложение материала способствует его лучшему усвоению и запоминанию.

Книга окажет эффективную помощь при изучении новых и повторении пройденных тем, а также при подготовке к основному государственному экзамену по курсу химии. Преподаватели химии могут использовать ее на уроках в качестве опорных схем.

УДК 373:54

ББК 24я721

ISBN 978-5-17-100055-4

(Новая школьная программа)

ISBN 978-5-17-105333-8

(Подготовка к основному государственному экзамену)

© Савинкина Е.В., Логинова Г.П.

© ООО «Издательство АСТ»

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	10
-------------------	----

ВЕЩЕСТВО

Строение атома

<i>Таблица 1.</i> Атом	12
<i>Схема 1.</i> Строение электронных оболочек атомов	12
<i>Таблица 2.</i> Первые 20 элементов периодической системы Д.И. Менделеева	13

Периодический закон Д.И. Менделеева

<i>Таблица 3.</i> Современная формулировка Периодического закона	15
<i>Таблица 4.</i> Периодическая система химических элементов	15
<i>Таблица 5.</i> Закономерности изменения свойств в группах	15
<i>Таблица 6.</i> Закономерности изменения свойств в периодах	16
<i>Таблица 7.</i> Изменение состава и свойств водородных соединений, высших оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода периодической системы	17

Химическая связь

<i>Таблица 8. Типы химической связи</i>	18
<i>Таблица 9. Валентность. Степень окисления</i>	19
<i>Таблица 10. Определение степени окисления</i> ...	19
<i>Таблица 11. Высшие и низшие степени окисления элементов в химических соединениях</i>	20
<i>Таблица 12. Определение степени окисления</i>	21

Чистые вещества и смеси

<i>Таблица 13. Вещества</i>	21
<i>Таблица 14. Отношение веществ к воде</i>	22
<i>Таблица 15. Взвеси</i>	22

Классы неорганических веществ

<i>Таблица 16. Совокупность атомов</i>	22
<i>Таблица 17. Неорганические вещества</i>	23
<i>Таблица 18. Положение неметаллов в периодической системе элементов</i>	23
<i>Таблица 19. Сложные вещества</i>	24
<i>Таблица 20. Классификация гидроксидов и оксидов</i>	24
<i>Таблица 21. Классификация солей</i>	24
<i>Таблица 22. Номенклатура неорганических соединений</i>	25
<i>Таблица 23. Общая классификация неорганических веществ</i>	26
<i>Таблица 24. Традиционные названия некоторых кислородсодержащих кислот и их анионов</i>	28

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Химическая реакция

<i>Таблица 25. Признаки химических реакций</i>	29
<i>Таблица 26. Условия протекания химических реакций</i>	29

Классификация химических реакций

<i>Таблица 27. Классификация по изменению состава веществ</i>	30
<i>Таблица 28. Классификация по изменению степеней окисления</i>	30
<i>Таблица 29. Классификация по тепловому эффекту</i>	31

Электролитическая диссоциация

<i>Таблица 30. Вещества в растворе</i>	31
--	----

Катионы и анионы

<i>Таблица 31. Ионы</i>	31
<i>Таблица 32. Продукты диссоциации</i>	32

Реакции ионного обмена

<i>Таблица 33. Правила Бертолле</i>	32
<i>Таблица 34. Молекулярные и ионные уравнения</i>	33

Окислительно-восстановительные реакции

<i>Таблица 35. Окислители и восстановители</i>	33
--	----

<i>Таблица 36. Примеры окислителей и восстановителей</i>	34
<i>Таблица 37. Метод электронного баланса</i>	34

ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Химические свойства простых веществ

<i>Таблица 38. Реакции металлов</i>	36
<i>Таблица 39. Реакции неметаллов</i>	38

Химические свойства сложных веществ

<i>Таблица 40. Реакции основных оксидов</i>	39
<i>Таблица 41. Реакции кислотных оксидов</i>	39
<i>Таблица 42. Реакции амфотерных оксидов</i>	40
<i>Таблица 43. Реакции оснований</i>	40
<i>Таблица 44. Реакции кислот</i>	41
<i>Таблица 45. Реакции солей</i>	42

Взаимосвязь различных классов неорганических веществ

<i>Таблица 46. Превращения веществ</i>	43
--	----

Органические вещества

<i>Таблица 47. Углеводороды</i>	44
<i>Таблица 48. Предельные углеводороды</i>	45
<i>Таблица 49. Реакции предельных углеводородов</i>	45

<i>Таблица 50. Непредельные углеводороды</i>	46
<i>Таблица 51. Реакции непредельных углеводородов</i>	46
<i>Таблица 52. Спирты</i>	47
<i>Таблица 53. Реакции спиртов</i>	48
<i>Таблица 54. Карбоновые кислоты</i>	48
<i>Таблица 55. Реакции карбоновых кислот</i>	48
<i>Таблица 56. Биологически важные вещества</i>	49
<i>Таблица 57. Уровни структуры молекул белка</i>	50
<i>Таблица 58. Химические свойства белков</i>	50
<i>Таблица 59. Углеводы</i>	51

МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ ВЕЩЕСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЯВЛЕНИЙ

Химическая лаборатория

<i>Таблица 60. Основные правила работы в химической лаборатории</i>	53
<i>Таблица 61. Химическая посуда и оборудование</i>	55
<i>Таблица 62. Разделение смесей и очистка веществ</i>	58

Качественные реакции на ионы в растворе

<i>Таблица 63. Окраска индикаторов</i>	59
<i>Таблица 64. Качественные реакции на ионы</i>	59

Получение и обнаружение газообразных веществ

<i>Таблица 65. Получение газов</i>	60
<i>Таблица 66. Обнаружение газов</i>	60

Получение неорганических веществ

<i>Таблица 67. Способы получения оксидов</i>	61
<i>Таблица 68. Способы получения оснований и амфотерных гидроксидов</i>	62
<i>Таблица 69. Способы получения кислот</i>	63
<i>Таблица 70. Способы получения солей</i>	63

Проведение расчетов на основе формул и уравнений реакций

<i>Таблица 71. Важнейшие величины</i>	65
<i>Таблица 72. Соотношения между величинами</i>	66
<i>Таблица 73. Нормальные физические условия</i>	67
<i>Таблица 74. Соотношения между величинами в растворе</i>	67
<i>Таблица 75. Приготовление растворов</i>	68
<i>Таблица 76. Стехиометрические законы</i>	69

ПРИЛОЖЕНИЯ

<i>Таблица 1. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева</i>	72
<i>Таблица 2. Химические элементы: порядковый номер, атомная масса (округленная), электроотрицательность</i>	74

Таблица 3. Растворимость неорганических соединений в воде	76
Таблица 4. Тривиальные названия веществ	78
Таблица 5. Приставки для образования кратных и дольных единиц	80
Таблица 6. Соотношения между единицами	80
Таблица 7. Некоторые наиболее распространенные минералы	81
Таблица 8. Энергетические уровни и подуровни	82
Таблица 9. Правила заполнения АО в основном состоянии	83
Схема 1. Последовательность заполнения АО электронами в основном состоянии	84
Таблица 10. Блоки элементов	85
Таблица 11. Электроотрицательность элементов χ по Оллреду и Рохову	85
Таблица 12. Типы кристаллических решеток ..	88
Таблица 13. Среда водных растворов	90
Таблица 14. Реакции с участием воды	90
Таблица 15. Обратимый гидролиз солей	91
Таблица 16. Среда в растворах кислых солей ..	92
Таблица 17. Окисленные и восстановленные формы некоторых веществ	93
Схема 2. Электрохимический ряд напряжений металлов	94
Таблица 18. Способы борьбы с коррозией	95

ПРЕДИСЛОВИЕ

В помощь школьникам и учителям предлагается пособие, которое представляет собой обобщенное изложение в наглядных таблицах и схемах всех основных правил, законов, формул и расчетов по курсу органической и неорганической химии.

Включены все главные разделы химии, изучаемые в 8—9 классах. Это строение атома, периодический закон Д.И. Менделеева, строение периодической системы химических элементов, виды химической связи, вещества и смеси, классы неорганических соединений, классификация химических реакций, химические свойства сложных веществ, органические вещества, углеводороды, их классификация и свойства, биологически важные вещества, структура и свойства молекул белка, углеводы.

Кроме того, в пособии описаны основные правила и методы работы в химической лаборатории, даны характеристики химической посуды и оборудования, предлагаются примеры проведения расчетов на основе формул и уравнений реакций.

Приложение к пособию содержит периодическую систему элементов Д.И. Менделеева (таблицу), таблицу растворимости неорганических соединений в воде, общепринятые в химической науке названия веществ, приставки для образо-

вания кратных и дольных единиц, соотношения между единицами измерений.

В Приложение также включены правила заполнения атомных орбиталей (АО) в основном состоянии, последовательность заполнения АО электронами (схема), электроотрицательность элементов, типы кристаллических решеток, реакции с участием воды, обратимый гидродлиз солей, окисленные и восстановленные формы некоторых элементов, электрохимический ряд напряжений металлов (схема) и способы борьбы с коррозией.

Краткое и емкое изложение материала поможет учащимся самостоятельно или при помощи преподавателя повторить школьный курс химии и успешно подготовиться к основному государственному экзамену в 9 классе.

Структура пособия соответствует структуре кодификатора элементов содержания по химии для составления контрольных измерительных материалов ОГЭ и соответствует логике изучения и повторения школьного курса химии.

В пособии приняты следующие сокращения:

конц. — концентрированный раствор

н. у. — при нормальных условиях

оч. разб. — очень разбавленный раствор

практ. — практический

разб. — разбавленный раствор

теор. — теоретический

ВЕЩЕСТВО

СТРОЕНИЕ АТОМА

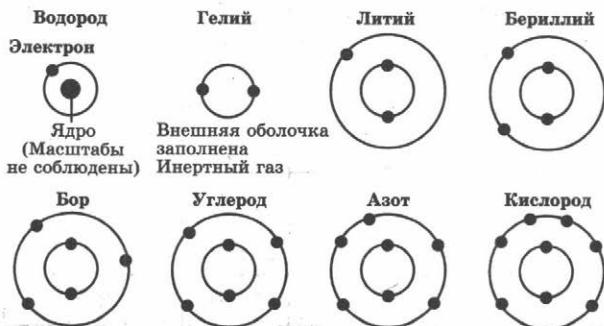
Таблица 1

Атом

Электроны (e^-)	Ядро	
	протоны (p^+)	нейтроны (n^0)
Массовое число (A) — общее число протонов и нейтронов в атомном ядре	$A = N(n^0) + N(p^+)$	
Заряд ядра атома (Z) равен числу протонов в ядре и числу электро- нов в атоме	$Z = N(p^+) = N(e^-)$	

Схема 1

Строение электронных оболочек атомов



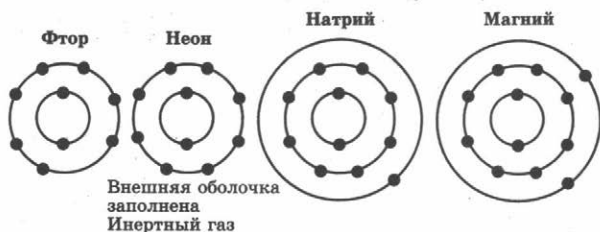


Таблица 2

**Первые 20 элементов периодической
системы Д.И. Менделеева**

Атомный номер	Элемент	Символ	Атомная масса	Распреде- ление электро- нов в элек- тронных оболочках
1	Водород	H	1,0	1
2	Гелий	He	4,0	2
3	Литий	Li	6,9	2.1
4	Берил- лий	Be	9,0	2.2
5	Бор	B	10,8	2.3
6	Углерод	C	12,0	2.4
7	Азот	N	14,0	2.5

Атомный номер	Элемент	Символ	Атомная масса	Распреде- ление электро- нов в элек- тронных оболочках
8	Кисло- род	O	16,0	2.6
9	Фтор	F	19,0	2.7
10	Неон	Ne	20,2	2.8
11	Натрий	Na	23,0	2.8.1
12	Магний	Mg	24,3	2.8.2
13	Алюми- ний	Al	27,0	2.8.3
14	Крем- ний	Si	28,1	2.8.4
15	Фосфор	P	31,0	2.8.5
16	Сера	S	32,1	2.8.6
17	Хлор	Cl	35,5	2.8.7
18	Аргон	Ar	39,9	2.8.8
19	Калий	K	39,1	2.8.8.1
20	Каль- ций	Ca	40,1	2.8.8.2

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Таблица 3

Современная формулировка Периодического закона

Свойства элементов и их соединений периодически повторяются с возрастанием порядкового номера, который равен заряду ядра атома элемента.

Таблица 4

Периодическая система химических элементов

Периоды	Группы
горизонтальные ряды	вертикальные столбцы
7 периодов	8 групп; подгруппы А (главные) и Б (побочные) (короткопериодный вариант) 18 групп (длиннопериодный вариант)

Таблица 5

Закономерности изменения свойств в группах

число электронов на последнем ЭУ не изменяется
радиусы атомов в целом возрастают
электроотрицательность (способность атома в соединении удерживать электроны) в целом уменьшается

металлические и восстановительные свойства простых веществ усиливаются
неметаллические и окислительные свойства простых веществ ослабевают
основные свойства оксидов и гидроксидов в целом усиливаются
кислотные свойства оксидов и гидроксидов в целом ослабевают

Таблица 6

**Закономерности изменения
свойств в периодах**

увеличивается число электронов на последнем ЭУ (от 1 до 8)
число ЭУ не изменяется
радиусы атомов в целом уменьшаются
электроотрицательность (способность атома в соединении удерживать электроны) увеличивается
металлические и восстановительные свойства простых веществ ослабевают
неметаллические и окислительные свойства простых веществ усиливаются
основные свойства оксидов и гидроксидов ослабевают
кислотные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются

Таблица 7

**Изменение состава и свойств водородных соединений,
высших оксидов и гидроксидов элементов
3-го периода периодической системы**

NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
↓	↓	↓	↑	↑	↑	↑
Нелетучие, разлагаются водой			Летучие			
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑
Основные		Амфотерные		Кислотные		

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Таблица 8

Типы химической связи

ионная	ковалентная		металлическая
за счет притяжения между катионами и анионами	за счет притяжения ядер к общим электронам, которые находятся преимущественно в пространстве между связываемыми атомами		за счет притяжения между электронами и катионами
между катионами и анионами	между атомами неметаллов		в металлах
большая разница в электроотрицательности связываемых атомов	неполярная: одинаковая электроотрицательность связываемых атомов	полярная: небольшая разница в электроотрицательности связываемых атомов	малая электроотрицательность

Таблица 9

Валентность. Степень окисления

Валентность	Степень окисления
Общее число ковалентных связей, образуемых атомом	Условный заряд атома элемента, который рассчитывают исходя из предположения ионного строения вещества

Таблица 10

Определение степени окисления

для молекулы сумма степеней окисления атомов равна нулю
для сложного иона сумма степеней окисления атомов равна заряду иона
степени окисления более электроотрицательных элементов отрицательны
степени окисления менее электроотрицательных элементов положительны

Таблица 11

**Высшие и низшие степени окисления
элементов в химических соединениях**

Период Группа	2	3	4
IA	Li +I	Na +I	K +I
IIA	Be +II	Mg +II	Ca +II
IIIA	B +III	Al +III	
IVA	C +IV -IV	Si +IV -IV	
VA	N +V -III	P +V -III	
VIA	O +II (с F) -II	S +VI -II	
VIIA	F - -I	Cl +VII -I	

Определение степени окисления

степень окисления атома любого элемента в простом веществе равна нулю
степень окисления любого одноатомного иона равна его заряду
степень окисления атома водорода в любом не ионном соединении равна +I (+1); степень окисления водорода в соединениях с металлами, называемых гидридами, равна -I (-1)
степень окисления кислорода в оксидах равна -II (-2); в соединении OF_2 степень окисления кислорода равна +II (+2), а в пероксидах степень окисления кислорода равна -I (-1)

ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ**Вещества**

Чистые (химические) вещества	Смеси	
	СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ	
	НЕОДНОРОДНЫЕ отстаивание фильтрование центрифугирование декантация	ОДНОРОДНЫЕ (растворы) выпаривание дистилляция хроматография

Таблица 14

Отношение веществ к воде

Образование новых веществ (химическая реакция)	Образование раствора: истинный (частицы менее 1 нм) коллоидный (частицы 1–100 нм)	Образование механиче- ской смеси (взвеси) (частицы более 100 нм)
--	--	--

Таблица 15

Взвеси

суспензия (твердое + жидкое)	эмульсия (жидкое + жидкое)	пена, туман (газ + жидкое)
------------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 16

Совокупность атомов

Молекула	Химический элемент
наименьшая части- ца вещества, постро- енная из атомов, определяющая его свойства и способ- ная к самостоятель- ному существова- нию	совокупность атомов с одинаковым заря- дом атомных ядер и одинаковым числом электронов в атом- ной оболочке

Таблица 17

Неорганические вещества

Простые	Сложные (неорганические соединения)
состоят из атомов только одного вида или из молекул, по- строенных из ато- мов одного вида	состоят из молекул, построенных из ато- мов разных видов

Таблица 18

**Положение неметаллов в периодической
системе элементов**

Группа Период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1								
2		Be	B		НЕМЕТАЛЛЫ			
3			Al	Si				
4				Ge	As			
5					Sb	Te		
6						Po	At	
7								

Таблица 19

Сложные вещества

Оксиды	Гидроксиды	Соли	Бинарные соединения
--------	------------	------	---------------------

Таблица 20

Классификация гидроксидов и оксидов

Основные	Амфотерные	Кислотные (кислородсодержащие кислоты)
ГИДРОКСИДЫ		
КОН	Zn(OH)_2	H_2SO_4
ОКСИДЫ		
K_2O	ZnO	SO_3

Таблица 21

Классификация солей

Средние	CaSO_4
Кислые	$\text{Ca(HSO}_4)_2$
Основные	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$
Двойные	$\text{KAl(SO}_4)_2$
Смешанные	$\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$

Номенклатура неорганических соединений

Оксиды	Название начинается со слова «оксид». Затем называется элемент, расположенный в формуле левее кислорода, с указанием его степени окисления. Для кислотных оксидов часто вместо степени окисления элемента указывается число атомов кислорода и элемента, входящих в состав оксида.
Основные и амфотерные гидроксиды	Названия образуются добавлением слова «гидроксид» к русскому названию элемента в родительном падеже. Для элементов, имеющих разные степени окисления в соединениях, в конце названия указывается его степень окисления.
Кислоты	Традиционные названия кислот состоят из соответствующего прилагательного, связанного с названием кислотообразующего элемента, и слова «кислота».
Соли	Традиционные названия солей составляют из названия анионов кислотного остатка в именительном падеже и названия катионов в родительном падеже.

Общая классификация неорганических веществ





**Традиционные названия некоторых
кислородсодержащих кислот и их анионов**

Кислота	Анион кислоты
H_2CO_3 — угольная	CO_3^{2-} — карбонат
	HCO_3^- — гидрокарбонат
HNO_2 — азотистая	NO_2^- — нитрит
HNO_3 — азотная	NO_3^- — нитрат
HPO_3 — метафосфорная	PO_3^- — метафосфат
H_3PO_4 — ортофосфорная	PO_4^{3-} — ортофосфат
	HPO_4^{2-} — гидроортофосфат
	H_2PO_4^- — дигидроортофосфат
H_2SO_3 — сернистая кислота	SO_3^{2-} — сульфит
H_2SO_4 — серная	SO_4^{2-} — сульфат
H_2SiO_3 — метакремниевая	SiO_3^{2-} — метасиликат
H_4SiO_4 — ортокремниевая	SiO_4^{4-} — ортосиликат

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

Таблица 25

Признаки химических реакций

изменение окраски
изменение запаха
образование осадка
растворение осадка
появление газа

Таблица 26

Условия протекания химических реакций

соприкосновение реагирующих веществ
нагревание
катализатор

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Таблица 27

Классификация по изменению состава веществ

Реакции разложения	из одного сложного вещества может образоваться несколько простых и сложных веществ
Реакции соединения	из нескольких простых и сложных веществ образуется одно сложное вещество
Реакции обмена	из сложных веществ вновь образуются сложные
Реакции замещения	атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе

Таблица 28

Классификация по изменению степеней окисления

Окислительно-восстановительные	протекают с переходом электронов от одних атомов к другим и изменением степеней окисления элементов
Прочие	протекают без изменения степеней окисления элементов

Таблица 29

Классификация по тепловому эффекту

Экзотермические реакции	с выделением теплоты
Эндотермические реакции	с поглощением теплоты

**ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ
ДИССОЦИАЦИЯ**

Таблица 30

Вещества в растворе

Электролиты	Неэлектролиты
растворы проводят электрический ток	растворы не проводят электрический ток
примеры: соли, кислоты и основания	примеры: сахар, глюкоза, спирт

КАТИОНЫ И АНИОНЫ

Таблица 31

Ионы

Катионы	Анионы
положительно заряженные ионы	отрицательно заряженные ионы

движутся к отрицательно заряженному электроду — катоду	движутся к положительно заряженному электроду — аноду
--	---

Таблица 32

Продукты диссоциации

Класс соединений	Катионы	Анионы	Примеры соединений
кислоты	водорода	анионы кислот	$H^+ NO_3^-$
основания	металла	гидроксид-ионы	$Na^+ OH^-$
соли (средние)	металла	анионы кислот	$Na^+ NO_3^-$

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Таблица 33

Правила Бертолле

Обменные реакции в растворе протекают необратимо, если в результате образуется

осадок	газ	слабый электролит
--------	-----	-------------------

Таблица 34

Молекулярные и ионные уравнения

Молекулярное уравнение	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
«Полное» ионное уравнение	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
«Краткое» ионное уравнение	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Таблица 35

Окислители и восстановители

Окислитель	Восстановитель
принимает электроны	отдает электроны
восстанавливается	окисляется
степень окисления атома-окислителя понижается	степень окисления атома-восстановителя повышается

Примеры окислителей и восстановителей

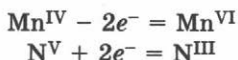
Окислители	Окислители и восстано- вители	Восстано- вители
FeCl_3 H_2SO_4 HNO_3 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ KClO_3 KMnO_4 O_2, F_2	S и другие неметаллы SO_2 KNO_2 HCl H_2O_2	Al, Ca и дру- гие металлы H_2S и суль- фиды K_2SO_3 KI NH_3

Метод электронного баланса

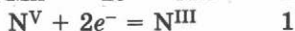
записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые понижают и повышают степени окисления и записывают их отдельно:



составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда:



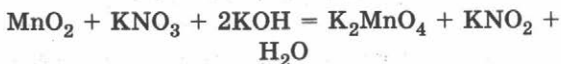
находят наименьшее общее кратное числа переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакции так, чтобы суммарное число принятых и отданных электронов стало равным нулю:



проставляют полученные коэффициенты в схему реакции:



уравнивают числа остальных атомов, участвующих в реакции, и получают уравнение реакции с подобранными коэффициентами:



ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 38

Реакции металлов

с кислородом	$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$
с водородом	$\text{Ba} + \text{H}_2 = \text{BaH}_2$
с галогенами	$\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
с серой	$\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
с азотом	$6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$ $2\text{Al} + \text{N}_2 = 2\text{AlN}$
с фосфором	$3\text{Ba} + 2\text{P} = \text{Ba}_3\text{P}_2$

с углеродом	$4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$
с водой (жидкой)	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ (после удаления защитной пленки)
с водяным паром (при высокой температуре)	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
с кислотами	$2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
со щелочами (металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды)	$\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4] + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{Al(OH)}_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
с оксидами	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
с солями	$\text{CuSO}_{4(\text{p})} + \text{Fe}_{(\text{тв.})} = \text{Cu}_{(\text{тв.})} + \text{FeSO}_{4(\text{p})}$

Реакции неметаллов

с кислородом (не реагируют хлор, бром, благородные газы)	$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
с водородом (не реагируют кремний, фосфор, мышьяк)	$\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$
с металлами	$3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$
с другими неметаллами	$2\text{P} + 3\text{I}_2 = 2\text{PI}_3$
с водой	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$
со щелочами	$3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} = 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \text{ (при нагревании)}$ $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$
с кислотами	$\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$ $\text{S} + 6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
с солями	$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 40

Реакции основных оксидов

с водой (оксиды щелочных и щелочно-земельных элементов)	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
с кислотами	$\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4$ $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
с кислотными оксидам	$\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$
с амфотерными гидроксидами	$\text{Na}_2\text{O} + \text{Zn(OH)}_2 =$ $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O (расплав)}$

Таблица 41

Реакции кислотных оксидов

с водой (исключение — SiO_2)	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$
с основными оксидами	$\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$
с основаниями	$\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

с амфотерными гидроксидами	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
с солями	$\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_3$ $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow \text{ (сплавление)}$

Таблица 42

Реакции амфотерных оксидов

с основными оксидами	$\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2 \text{ (сплавление)}$
с кислотными оксидами	$\text{PbO} + \text{SiO}_2 = \text{PbSiO}_3 \text{ (сплавление)}$
с основаниями	$\text{BeO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ (сплавление)}$
с кислотами	$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Таблица 43

Реакции оснований

с кислотами	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
с кислотными оксидами	$2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4$

с амфотерными гидроксидами (только щелочи)	$2\text{KOH} + \text{Be}(\text{OH})_2 =$ $= \text{K}_2\text{BeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$ (сплавле- ние)
с амфотерными оксидами (только щелочи)	$2\text{KOH} + \text{BeO} = \text{K}_2\text{BeO}_2 +$ $+ \text{H}_2\text{O}\uparrow$ (сплавление)
термическое разложение (нерастворимые основания и гидроксид лития)	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

Таблица 44

Реакции кислот

с металлами	$\text{Ba} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{CaSO}_4 +$ $+ \text{H}_2\uparrow$
с неметаллами	$4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{C} = \text{CO}_2\uparrow +$ $+ 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{P} = \text{H}_3\text{PO}_4 +$ $+ 5\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 +$ $+ 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

с основными оксидами	$2\text{HNO}_3 + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
с основаниями	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
с амфотерными оксидами	$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
с амфотерными гидроксидами	$3\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
с солями	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CaSO}_4\downarrow$

Таблица 45

Реакции солей

с металлами	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
с щелочами	$\text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow$

с кислотами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
с солями	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{BaSO}_4\downarrow$

ВЗАИМОСВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 46

Превращения веществ

Простые вещества → сложные вещества	$3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$ $\text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$
Простые вещества → оксиды	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
Оксиды → основания	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$
Оксиды → кислоты	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Оксиды → соли	$\text{CaO} + \text{Cl}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{ClO})_2$ $\text{PbO} + \text{SO}_3 = \text{PbSO}_4$
Основания и кислоты → соли	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

Органические вещества (органические соединения) — класс химических соединений, в состав которых входит углерод, за исключением оксидов углерода, угольной кислоты, карбонатов и некоторых других неорганических веществ.

Атомы углерода обладают свойством соединяться друг с другом, образуя цепи любой длины:

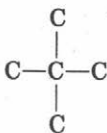
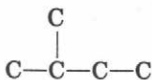
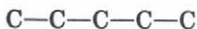


Таблица 47

Углеводороды

состоят из двух элементов — углерода и водорода	
Предельные	Непредельные

Предельные углеводороды

Формула	Название	Графическая формула
CH_4	Метан	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $
C_2H_6	Этан	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $

Реакции предельных углеводородов

замещение (с галогенами на свету)	$ \begin{aligned} &\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \\ &\quad + \text{HCl} \\ &\text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}_2 \rightarrow \\ &\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl} \\ &\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \\ &\text{CHCl}_3 + \text{HCl} \\ &\text{CHCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \\ &\quad + \text{HCl} \end{aligned} $
горение	$ 2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + \\ + 6\text{H}_2\text{O} $
отщепление водорода (дегидрогенизация)	$ \begin{aligned} &\text{CH}_3-\text{CH}_3 \rightarrow \\ &\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \end{aligned} $

с водяным паром	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$
с оксидом углерода(IV)	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 2\text{H}_2$

Таблица 50

Непредельные углеводороды

Формула	Название	Графическая формула
C_2H_4	Этилен (этен)	$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & =\text{C}-\text{H} \end{array}$
C_2H_2	Ацетилен (этин)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

Таблица 51

Реакции непредельных углеводородов

Реакции присоединения	Реакции окисления
1. С галогенами $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CHBr}=\text{CHBr}$ 2. С водородом $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$ $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$	с кислородом (горение) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Реакции присоединения	Реакции окисления
3. С водой $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ 4. С галогеноводородами $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl}$	
Реакции полимеризации этилен \rightarrow полиэтилен $n \text{ CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow [-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$	

Таблица 52

Спирты

производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами —ОН	
Название	Формула
метиловый спирт (метанол)	CH_3OH
этиловый спирт (этанол)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
глицерин (пропантриол)	$\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$

Таблица 53

Реакции спиртов

С металлами	$2\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$
Дегидратация	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ($> 140^\circ\text{C}$, конц. H_2SO_4)
С кислородом (горение)	$2\text{CH}_3\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Таблица 54

Карбоновые кислоты

органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп $-\text{COOH}$		
Название	Формула	Название аниона
уксусная (этановая)	CH_3COOH	ацетат
стеариновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	стеарат

Таблица 55

Реакции карбоновых кислот

Образование солей	$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}(\text{CH}_3\text{COO}) + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{K}(\text{CH}_3\text{COO}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
-------------------	--

Со спиртами (этерификация — образование сложных эфиров)	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ этилацетат (сложный эфир этанола и уксусной кислоты)
С кислородом	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{O}_2$ (сжигание) $\rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Таблица 56

Биологически важные вещества

Жиры	сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот
Аминокислоты	соединения, содержащие карбоксильную группу $-\text{COOH}$ и аминогруппу $-\text{NH}_2$
Белки	природные полимеры, построенные из остатков аминокислот
Углеводы	органические соединения, общую формулу большинства которых можно представить в виде $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_n$

Таблица 57

Уровни структуры молекул белка
(на примере гемоглобина)

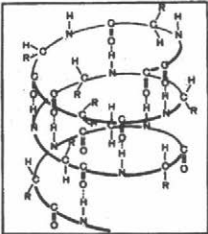
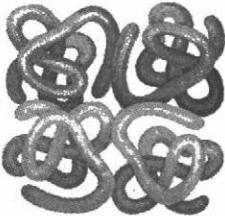
Первичная	полипептидная цепь с определенной последовательностью остатков аминокислот	
Вторичная	образование спирали	
Третичная	свертывание спирали в клубок «глобулу»	
Четвертичная	объединение четырех глобул в молекулу гемоглобина	

Таблица 58

Химические свойства белков

Амфотерность	кислотные свойства карбоксильных групп и основные свойства аминогрупп
---------------------	---

Гидролиз	в результате гидролиза в кислотной или щелочной среде белки можно разделить на аминокислоты
Денатурация	разложение при нагревании, под действием ультрафиолетовых лучей, радиации, ультразвука, а также при воздействии кислот, щелочей и других химических веществ
Термическое разложение	при горении белков ощущается характерный запах жженого пера

Таблица 59

Углеводы

Названия	Характерные особенности	Примеры
Моносахариды	Простые углеводы, не гидролизуются	Глюкоза, фруктоза $C_6H_{12}O_6$
Дисахариды	Сложные углеводы, состоят из 2 моносахаридных остатков, гидролизуются до моносахаридов	Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$

Названия	Характерные особенности	Примеры
полисахариды	сложные углеводы, состоят из большого числа моносакхаридных остатков, гидролизуются	крахмал, целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ ВЕЩЕСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЯВЛЕНИЙ

ХИМИЧЕСКАЯ ЛАБОРАТОРИЯ

Таблица 60

Основные правила работы в химической лаборатории

— на лабораторном столе во время работы не должно находиться посторонних предметов
— в лаборатории следует работать в халате
— принимать пищу в лаборатории строго запрещается
— перед и после выполнения работы необходимо вымыть руки
— работать нужно аккуратно
— все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу
— химические реактивы брать только шпателем, пинцетом или ложечкой (не руками!)
— неизрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты

— работу с твердыми щелочами и другими едкими веществами проводить только в защитных очках и перчатках
— нагревание жидкости требует постоянного наблюдения за процессом
— сосуд с горячей жидкостью не следует закрывать пробкой сразу после нагревания
— при нагревании растворов и веществ в пробирке необходимо использовать держатель
— нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости
— при разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту или концентрированный раствор щелочи в воду, а не наоборот
— работать с легковоспламеняющимися жидкостями необходимо вдали от источников огня
— при попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промыть место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 3%-м раствором пищевой соды

— при ожоге концентрированными растворами щелочей промыть обожженное место струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 1%-м раствором уксусной или борной кислоты и снова водой
— при термическом ожоге охладить пораженное место, для чего поместить его под струю холодной воды. После охлаждения смазать мазью от ожогов
— при попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промыть его большим количеством воды, после чего сразу же обратиться к врачу
— со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю или лаборанту

Таблица 61

Химическая посуда и оборудование

Стеклянная посуда
<i>Делительная воронка</i> — для отделения друг от друга несмешивающихся жидкостей
<i>Колба коническая</i> — для приготовления и хранения растворов
<i>Колба круглодонная</i> — для проведения синтезов

Кристаллизатор — для охлаждения растворов и при сборе газов под водой

Пробирка — для проведения самых разных опытов

Стеклянная палочка — для перемешивания жидкостей

Химическая воронка — для переливания жидкостей и для фильтрования

Химический стакан — для приготовления растворов и проведения химических реакций

Цилиндр — для собирания газов

Часовое стекло — для исследования твердых веществ, закрывания стаканов при проведении синтезов

Чашка Петри — для высушивания различных веществ

Фарфоровая посуда

Тигель — для прокаливания веществ, для проведения различных синтезов при высоких температурах

Треугольник — для закрепления тиглей, чашек на кольце штатива

Фарфоровая ступка с пестиком — для измельчения твердых веществ, перемешивания смесей

Фарфоровая чашка — для упаривания растворов на водяной или песчаной бане

Фарфоровый шпатель — для пересыпания реактивов

Оборудование

Ареометр — для измерения плотности раствора

Асбестовая сетка — для нагревания веществ на электрической плитке

Держатели для пробирок — для закрепления пробирок при нагревании

Ложка для сжигания вещества — для сжигания веществ

Муфельная печь — для прокаливания веществ, проведения синтеза при высокой температуре

Спиртовка — для нагревания веществ

Сушильный шкаф — для сушки веществ и посуды

Термометр — для определения температуры

Тигельные щипцы — для переноса небольших предметов

Штатив для пробирок — для проведения опытов в пробирках

Штатив с кольцом, лапкой и зажимами — для закрепления приборов при проведении эксперимента

Электрические плитки — для нагревания веществ

Электронные весы — для взвешивания веществ

Разделение смесей и очистка веществ

Отстаивание	основано на различной плотности образующих ее веществ
Центрифугирование	разделение неоднородных смесей на составные части под действием центробежной силы
Фильтрование	процесс отделения твердых веществ от жидких или газообразных при помощи пористых перегородок, пропускающих жидкость или газ, но задерживающих твердые частицы
Декантация	сливание жидкости с отстоявшегося осадка
Выпаривание	выделение нелетучих твердых веществ из водных растворов
Дистилляция (перегонка)	испарение веществ и конденсации образующихся паров

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ В РАСТВОРЕ

Таблица 63

Окраска индикаторов

Индикатор	Кислотная среда	Нейтральная среда	Щелочная среда
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Розовый	Оранжевый	Желтый

Таблица 64

Качественные реакции на ионы

Ион	Реактив	Реакция	Характерные признаки
Cl^-	Раствор нитрата серебра	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$	Белый осадок
SO_4^{2-}	Раствор хлорида бария	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$	Белый осадок
CO_3^{2-}	Сильные кислоты	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Газ без запаха

NH_4^+	Раствор щелочи	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Газ с резким запахом
-----------------	----------------	--	----------------------

ПОЛУЧЕНИЕ И ОБНАРУЖЕНИЕ ГАЗООБРАЗНЫХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 65

Получение газов

Получение кислорода	$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ (катализатор MnO_2) $\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ (при нагревании) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ (при нагревании, катализатор MnO_2)
Получение водорода	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Получение углекислого газа	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Получение аммиака	$2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Таблица 66

Обнаружение газов

Газ	Действие	Наблюдения
Кислород	Внесение в сосуд тлеющей лучинки	Лучинка разгорается

Газ	Действие	Наблюдения
Водород	Поджигание собранного в пробирку газа	Сгорает с «хлопком»
Углекислый газ	Внесение в сосуд тлеющей лучинки	Лучинка гаснет
	Пропускание газа через известковую воду (насыщенный раствор гидроксида кальция)	Известковая вода мутнеет
Аммиак	Поднесение к отверстию сосуда влажной индикаторной бумажки	Индикатор показывает щелочную среду

ПОЛУЧЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Таблица 67

Способы получения оксидов

взаимодействие простых веществ с кислородом	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
---	---

взаимодействие сложных ве- ществ с кисло- родом	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
дегидратация гидроксидов	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HIO}_5 \xrightarrow{t} \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 3\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
термическое разложение солей	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$

Таблица 68

**Способы получения оснований
и амфотерных гидроксидов**

взаимодействие щелочи с раствори- мой солью соответ- ствующего металла	$\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} =$ $= \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
взаимодействие ме- таллов или их ок- сидов с водой	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} =$ $= 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

Таблица 69

Способы получения кислот

взаимодействие кислотных оксидов с водой	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$
реакция между сильной кислотой и солью слабой кислоты	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} =$ $= \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$
из простых веществ (для бескислородных кислот)	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

Таблица 70

Способы получения солей

действие растворов кислот на металлы	$\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} =$ $= \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
взаимодействие основного или амфотерного оксида и кислоты	$\text{Li}_2\text{O} + \text{HNO}_3 =$ $= \text{LiNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BeO} + 2\text{HCl} =$ $= \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
взаимодействие кислоты и основания (или амфотерного гидроксида)	$\text{CsOH} + \text{HI} = \text{CsI} +$ $+ \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$ $= \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

взаимодействие кислотного и основного или амфотерного оксидов	$\text{SrO} + \text{SO}_3 = \text{SrSO}_4$
реакции между основаниями и кислотными оксидами	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
действие кислоты на соль	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{KCl}$
взаимодействие щелочей с солями	$2\text{KOH} + \text{FeCl}_2 = \text{Fe(OH)}_2\downarrow + 2\text{KCl}$
обменные реакции между двумя солями	$\text{Pb(NO}_3)_2 + 2\text{NaCl} = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{HNO}_3$
термическое разложении солей другой кислоты	$2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
взаимодействие металла и неметалла	$\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$
вытеснение металла из раствора его соли	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

ПРОВЕДЕНИЕ РАСЧЕТОВ НА ОСНОВЕ ФОРМУЛ И УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ

Таблица 71

Важнейшие величины

Относительная атомная масса (A_r)	показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $1/12$ массы атома углерода-12
Относительная молекулярная масса (M_r)	равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав данного вещества в соответствии с его химической формулой
Количество вещества	величина, пропорциональная числу формульных единиц (условных частиц, состав которых соответствует приведенной химической формуле вещества), находящихся в данной порции вещества
Моль (единица измерения количества вещества)	отвечает порции вещества, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ его частиц – число Авогадро, $\{N_A\}$

Молярная масса (M_B , г/моль)	масса 1 моль вещества в граммах (численно совпадает с молекулярной массой вещества)
----------------------------------	---

Таблица 72

Соотношения между величинами

Атомная масса (относительная) элемента В, $A_r(B)$	$A_r(B) = m(\text{атома В}) / m_u$, где $m(\text{атома В})$ — масса атома элемента В, m_u — атомная единица массы $m_u = 1/12 m(\text{атома } ^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$
Количество вещества В, $n(B)$, моль	$n(B) = N(B) / N_A$, где $N(B)$ — число частиц В, N_A — постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Молярная масса вещества В, $M(B)$, г/моль	$M(B) = m(B) / n(B)$, где $m(B)$ — масса В
Молярный объем газа В, V_M , л/моль	$V_M = V(\text{газа В}) / n(\text{газа В}) = 22,4 \text{ л/моль}$ при нормальных условиях (н.у.) (следствие из закона Авогадро)

Плотность газообразного вещества В по водороду, D (газа В по H_2)	$D(\text{газа В по } H_2) =$ $= M(B) / 2$
Плотность газообразного вещества В по воздуху, D (газ В по воздуху)	$D(\text{газа В по воздуху}) =$ $= M(B) / 29$
Массовая доля элемента Э в веществе В, $w(Э)$	$w(Э) = m(Э) / m(B) =$ $= x \cdot A_r(Э) / M_r(B) =$ $= x \cdot M(Э) / M(B),$ где x — число атомов Э в формуле вещества В

Таблица 73

Нормальные физические условия

Нормальное атмосферное давление	$p = 101325 \text{ Па (1 атм)}$
Нормальная термодинамическая температура	$T = 273,15 \text{ К (или температура Цельсия } t = 0 \text{ }^\circ\text{C)}$

Соотношения между величинами в растворе

Массовая доля растворенного вещества В, $w(B)$	$w(B) = m(B) / m(p)$ $m(B)$ — масса В, $m(p)$ — масса раствора
Масса раствора, $m(p)$, г	$m(p) = m(B) + m(H_2O)$ $m(p) = V(p) \cdot \rho(p)$ $\rho(p)$ — плотность раствора
Объем раствора, $V(p)$, л	$V(p) = m(p) / \rho(p)$
Молярная концентрация, $c(B)$, моль/л	$c(B) = n(B) / V(p) =$ $= w(B) \cdot \rho(p) / M(B)$

Приготовление растворов

Разбавление раствора водой	масса растворенного вещества не изменяется [$m'(B) = m(B)$], а масса раствора увеличивается на массу добавленной воды: $[m'(p) = m(p) + m(H_2O)]$
Выпаривание воды из раствора	масса растворенного вещества не изменяется: [$m'(B) = m(B)$], а масса раствора уменьшается на массу выпаренной воды: $[m'(p) = m(p) - m(H_2O)]$

Сливание двух растворов	их массы, а также массы растворенного вещества складываются: $m''(B) = m(B) + m'(B)$ и $m''(p) = m(p) + m'(p)$
Выпадение кристаллов	масса растворенного вещества: $[m'(B) = m(B) - m(\text{осадка})]$ и масса раствора уменьшается на массу выпавших кристаллов: $[m'(p) = m(p) - m(\text{осадка})]$, а масса воды не изменяется

Таблица 76

Стехиометрические законы

Закон сохранения массы веществ	Масса веществ, вступивших в реакцию (реагентов) всегда равна массе веществ, получившихся в результате реакции (продуктов)
Закон постоянства состава веществ	Каждое чистое вещество, независимо от способа получения, всегда имеет один и тот же состав и свойства
Закон Авогадро	В равных объемах газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул

Для химической реакции



$$n(A)/a = n(B)/b = \dots = n(D)/d = n(E)/e = \dots$$

Количество вещества может быть выражено через массы участников реакции или через объемы газообразных реагентов и/или продуктов:

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)} = \frac{V(\text{газ.} B)}{V_M}$$

Следствие из закона Авогадро: **объемные отношения газов, участвующих в химической реакции, равны отношениям соответствующих стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции.**

ПРИЛОЖЕНИЯ

Периодическая система

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИИ

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е											
		I		II		III		IV		V		VI	
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б
1	1	H водород 1,008											
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999						
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,305	Al алюминий 26,98154	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064						
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,88	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996						
	5	Cu медь 63,546	Zn цинк 65,37	Ga галлий 69,72	Ge германий 72,59	As мышьяк 74,922	Se селен 78,96						
5	6	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,22	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94						
	7	Ag серебро 107,868	Cd кадмий 112,41	In индий 114,82	Sn олово 118,69	Sb сурьма 121,75	Te теллур 127,6						
6	8	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,33	57-71 лантаноиды		Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85					
	9	Au золото 196,967	Hg ртуть 200,59	Tl таллий 204,37	Pb свинец 207,19	Bi висмут 208,98	Po полоний [210]						
7	10	Fr франций [223]	Ra радий [226]	89-103 актиноиды		Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg снбгрий [263]					
		Rg гептений [275]	Cn коперниций [277]	113		Fl флеровий [289]	115		116 ливенбергий [293]				
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O		RO		R_2O_3		RO_2		R_2O_5		RO_3	
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ						RH_4		RH_3		H_2R			

Л А Н Т А Н О И

57 La лантан 138,906	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,93
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------

А К Т И Н О И

88 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,03	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm курий [247]	97 Bk берклий [247]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------

Таблица 1

элементов Д.И. Менделеева

ЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

МЕНТОВ

VII		VIII						Зарядовый уровень	
а	б	б						а	
								He	2
								Гелий	4,003
F	9							Ne	10
ФТОР								Неон	20,179
18,998									
Cl	17							Ar	18
ХЛОР								Аргон	39,948
35,453									
25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni						
МАРГАНЕЦ	ЖЕЛЕЗО	КОБАЛЬТ	НИКЕЛЬ						
54,938	55,845	58,933	58,7						
Br	35							Kr	36
БРОН								Криптон	83,8
79,904									
43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd						
ТЕХНЕЦИЙ	РУТЕНИЙ	РОДИЙ	ПАЛЛАДИЙ						
[99]	101,07	102,906	106,4						
I	53							Xe	54
ИОД								Ксенон	131,3
126,905									
75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt						
РЕНИЙ	ОСМИЙ	ИРИДИЙ	ПЛАТИНА						
186,207	190,2	192,22	195,08						
At	85							Rn	86
АСТАТ								Радон	[222]
[210]									
107 Bh	108 Hn	109 Mt	110 Ds						
БОРИЙ	ХАННИЙ	МЕНТЕННИЙ	ДАРНИЦАДНИЙ						
[202]	[295]	[295]	[271]						
117			118						
R ₂ O ₇			RO ₄						
HR									

Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

Rb 37
РУБИДИЙ
85,468

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

s-элементы

p-элементы

d-элементы

f-элементы

ДЫ

66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	КЕОД
ДИСПРОЗИЙ	ГОЛЬМИЙ	ЭРБИЙ	ТУЛЬМИЙ	ИТТЕРБИЙ	ЛУТЕЦИЙ	
162,5	164,93	167,26	168,934	173,04	174,97	

ДЫ

98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	КЕОД
КАЛИФОРНИЙ	ЭЙЗЕНСТАДТ	ФЕРМИЙ	МЭДЕРСОН	НОБЕЛИЙ	ЛОРЕНС	
[285]	[284]	[283]	[281]	[289]	[260]	

**Химические элементы:
порядковый номер,
атомная масса (округленная)**

Название	Символ	Порядко- вый номер	Атомная масса
Азот	N	7	14
Алюминий	Al	13	27
Барий	Ba	56	137
Бериллий	Be	4	9
Бор	B	5	11
Бром	Br	35	80
Водород	H	1	1
Железо	Fe	26	56
Золото	Au	79	197
Иод	I	53	127
Калий	K	19	39
Кальций	Ca	20	40
Кислород	O	8	16
Кремний	Si	14	28
Литий	Li	3	7
Магний	Mg	12	24

Название	Символ	Порядко- вый номер	Атомная масса
Марганец	Mn	25	55
Медь	Cu	29	64
Натрий	Na	11	23
Никель	Ni	28	59
Олово	Sn	50	119
Ртуть	Hg	80	200
Свинец	Pb	82	207
Сера	S	16	32
Серебро	Ag	47	108
Титан	Ti	22	48
Углерод	C	6	12
Фосфор	P	15	31
Фтор	F	9	19
Хлор	Cl	17	35,5
Хром	Cr	24	52
Цинк	Zn	30	65

Растворимость неорганических

Ионы	Br ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻
Ag ⁺	н	н	н	р	н	р
Al ³⁺	р	—	р	м	р	р
Ba ²⁺	р	н	р	м	р	р
Be ²⁺	р	н*	р	р	р	р
Ca ²⁺	р	н	р	н	р	р
Co ²⁺	р	н*	р	р	р	р
Cr ³⁺	р	—	р	м	н	р
Cu ²⁺	р	н*	р	р	—	р
Fe ²⁺	р	н	р	м	р	р
Fe ³⁺	р	—	р	н	—	р
Hg ²⁺	м	—	р	+	н	+
Li ⁺	р	р	р	н	р	р
Mg ²⁺	р	м	р	м	р	р
Mn ²⁺	р	н*	р	р	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	н*	р	р	р	р
Pb ²⁺	м	н*	м	м	м	р
Sn ²⁺	+	—	+	р	м	+
Sr ²⁺	р	н	р	н	р	р
Zn ²⁺	р	н*	р	м	р	р

ОН ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
—	н	н	м
н	н	+	р
р	н	р	н
н	н	+	р
м	н	р	м
н	н	н	р
н	н	н*	р
н	н	н	р
н	н	н	р
н	н	+	р
—	н	н	+
р	м	р	р
н	н	н	р
н	н	н	р
р	р	р	р
н	н	н	р
н	н	н	н
н	н	н	+
м	н	р	н
н	н	н	р

(р) — хорошо растворимый

(н) — практически нерастворимый

(м) — малорастворимый

(∞) — неограниченно растворимый

(+) — полностью реагирует с водой

(-) — не существует

(*) — осадок из водного раствора не образуется вследствие полного гидролиза (по катиону и аниону)

Тривиальные названия веществ

Название	Формула
Барит едкий	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
Газ болотный, природный	CH_4
Газ веселящий	N_2O
Газ сернистый	SO_2
Газ угарный	CO
Газ углекислый	CO_2
Известь гашеная, едкая	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Известь, известь жженая, негашеная	CaO
Кали едкое	KOH
Калий маргацовокислый (марганцовка)	KMnO_4
Каустик	NaOH
Квасцы алюмокалиевые	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Квасцы хромокалиевые	$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Купорос белый, цинковый	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Купорос зеленый, железный	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Название	Формула
Купорос синий, медный	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Мел	CaCO_3
Натр едкий	NaOH
Перекись водорода	H_2O_2
Селитра калиевая, индийская	KNO_3
Селитра натронная, чилийская	NaNO_3
Сода двууглекислая, питьевая, пищевая	NaHCO_3
Сода каустическая	NaOH
Сода, сода кальциниро- ванная, стиральная	Na_2CO_3
Соль английская, горькая	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Соль глауберова	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Соль морская, пищевая, поваренная	NaCl
Спирт этиловый	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
Этиленгликоль	$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$

Таблица 5

**Приставки для образования кратных
и дольных единиц**

Приставка	Множи- тель	Приставка	Множи- тель
Тера, Т	10^{12}	Деци, д	10^{-1}
Гига, Г	10^9	Сантн, с	10^{-2}
Мега, М	10^6	Милли, м	10^{-3}
Кило, к	10^3	Микро, мк	10^{-6}
Гекто, г	10^2	Нано, н	10^{-9}
Дека, да	10^1	Пико, п	10^{-12}

Таблица 6

Соотношения между единицами

Единицы времени: 1 мин (мину- та) = 60 с 1 ч (час) = 60 мин = $3,6 \cdot 10^3$ с	Единицы массы: 1 т (тонна) = $1 \cdot 10^3$ кг 1 ц (цент- нер) = $1 \cdot 10^2$ кг	Единицы объема: 1 л (литр) = $1 \cdot 10^{-3}$ м ³ 1 мл (милли- литр) = 1 см ³
--	--	--

Таблица 7

Некоторые наиболее распространенные минералы

азурит	$\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$
апатит	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH}, \text{F}, \text{Cl})_2$
бура	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
галит, каменная соль	NaCl
гематит	Fe_2O_3
кальцит, мел, мрамор	CaCO_3
кварц, горный хру- сталь	SiO_2
магнетит	Fe_3O_4
малахит	$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
мирабилит	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
натриевая селитра	NaNO_3
пирит	FeS_2
пиролюзит	MnO_2
флюорит	CaF_2

Таблица 8

Энергетические уровни и подуровни

Энергетические уровни (ЭУ)	Энергетические подуровни (ЭПУ)	Число электронов
1	1s	2
2	2s 2p	2 6
3	3s 3p 3d	2 6 10
4	4s 4p 4d 4f	2 6 10 14

Атомная орбиталь (АО) характеризует область пространства, в которой вероятность пребывания электрона, имеющего определенную энергию, является наибольшей.

Наиболее устойчивое состояние атома, в котором энергия его электронной оболочки минимальна, называется **основным состоянием атома**.

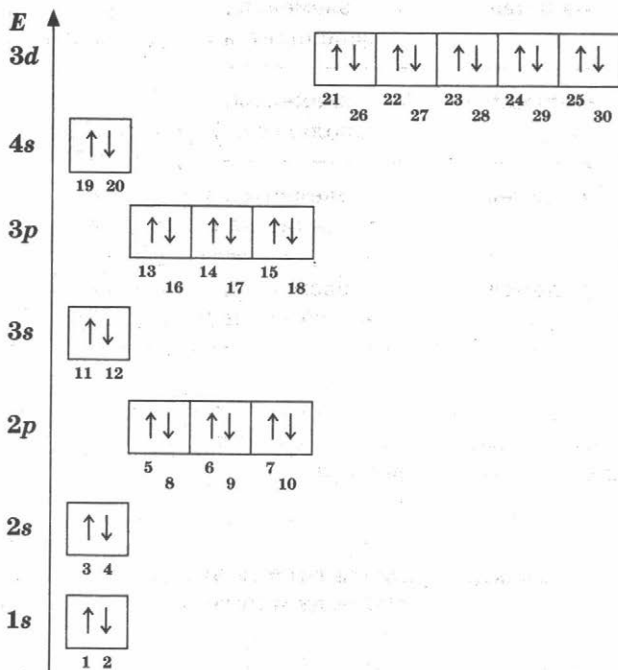
Любые другие состояния атома называют **возбужденными состояниями**.

**Правила заполнения АО
в основном состоянии**

Принцип наименьшей энергии	<p>электроны занимают в первую очередь орбитали, имеющие наименьшую энергию; энергия орбиталей возрастает в ряду $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots$</p>
Принцип Паули	<p>на каждой орбитали может находиться один электрон или пара электронов с противоположными спинами</p>
Правило Гунда	<p>на орбиталях, имеющих одинаковую энергию, всегда располагается как можно больше неспаренных электронов с одинаковыми спинами</p>

Спин электрона — свойство электрона, характеризующее его способность взаимодействовать с магнитным полем. Может принимать два значения (положительное и отрицательное).

Последовательность заполнения АО электронами в основном состоянии



↑ — символ электрона, направление спина

□ — квантовая ячейка, символ орбитали

Таблица 10

Блоки элементов

<i>s</i>-элементы	элементы, у которых заполняется <i>s</i> -подуровня
<i>p</i>-элементы	элементы, у которых заполняется <i>p</i> -подуровень
<i>d</i>-элементы	элементы, у которых заполняется <i>d</i> -подуровень
<i>f</i>-элементы	элементы, у которых заполняется <i>f</i> -подуровень

Электроны, относящиеся к последнему энергетическому уровню, называют **внешними (валентными) электронами**.

Таблица 11

**Электроотрицательность элементов χ
по Оллреду и Рохову**

Эле- мент	χ	Эле- мент	χ	Эле- мент	χ
Ac	1,00	Ar	3,20	Au	1,42
Ag	1,42	As	2,11	B	2,01
Al	1,47	At	1,90	Ba	0,97

Эле- мент	χ	Эле- мент	χ	Эле- мент	χ
Be	1,47	Eu	1,01	K	0,91
Bi	1,67	F	4,10	Kr	2,94
Br	2,74	Fe	1,64	La	1,08
C	2,50	Fr	0,86	Li	0,97
Ca	1,04	Ga	1,82	Lu	1,14
Cd	1,46	Gd	1,11	Mg	1,23
Ce	1,08	Ge	2,02	Mn	1,60
Cl	2,83	H	2,10	Mo	1,30
Co	1,70	Hf	1,23	N	3,07
Cr	1,56	Hg	1,44	Na	0,93
Cs	0,86	Ho	1,10	Nb	1,23
Cu	1,75	I	2,21	Nd	1,07
Dy	1,10	In	1,49	Ne	4,84
Er	1,11	Ir	1,55	Ni	1,75

Эле- мент	χ	Эле- мент	χ	Эле- мент	χ
Np	1,22	Re	1,46	Tc	1,36
O	3,50	Rh	1,45	Te	2,02
Os	1,52	Rn	2,06	Th	1,11
P	2,32	Ru	1,42	Ti	1,32
Pa	1,14	S	2,60	Tl	1,44
Pb	1,55	Sb	1,82	Tm	1,11
Pd	1,35	Sc	1,20	U	1,22
Pm	1,07	Se	2,48	V	1,45
Po	1,76	Si	2,25	W	1,40
Pr	1,07	Sm	1,07	Xe	2,40
Pt	1,44	Sn	1,72	Y	1,11
Pu	1,22	Sr	0,99	Yb	1,06
Ra	0,97	Ta	1,33	Zn	1,66
Rb	0,89	Tb	1,10	Zr	1,22

Типы кристаллических решеток

Кристаллическая решетка	Химические частицы в кристалле	Взаимодействие между частицами в кристалле	Свойства	Примеры
Молекулярная	Молекулы	Межмолекулярные силы	Низкие температуры плавления, малая твердость, летучесть	Простые вещества — неметаллы (I_2 , Ag, S_8), соединения неметаллов (H_2O , CO_2 , HCl), органические вещества
Ионная	Катионы и анионы	Ионная связь	Высокие температуры плавления, твердость, хрупкость, электропроводность в растворе и расплаве	Соли и гидроксиды большинства металлов ($NaCl$, CaF_2 , NH_4Cl , KNO_3 , $Mg(OH)_2$)

Атом- ная	Атомы	Ковалент- ная связь	Высокие темпера- туры плавления, твёрдость, проч- ность, низкая ре- акционная спо- собность	Простые вещества — неметаллы (В, ал- маз), соединения не- металлов (SiO_2)
Метал- личе- ская	Катио- ны и электро- ны	Металли- ческая связь	Блеск, пластич- ность теплопро- водность, элек- тропроводность	Простые вещества — металлы

Таблица 13

Среда водных растворов

Чистая вода	Раствор кислоты	Раствор основания
среда нейтральная	среда кислая (кислотная)	среда щелочная
концентрации ионов H^+ и OH^- одинаковы ($1 \cdot 10^{-7}$ моль/л)	концентрация H^+ больше, чем OH^-	концентрация OH^- больше, чем H^+
Вода — слабый электролит. Молекула воды обратимо диссоциирует на ион H^+ (протон) и ион OH^- (гидроксид-ион).		

В растворах сильных кислот кислотность выше, чем в растворах слабых кислот (при одинаковых концентрациях). В растворах сильных оснований щелочность выше, чем в растворах слабых оснований (при одинаковых концентрациях).

Таблица 14

Реакции с участием воды

Реакция нейтрализации	обменная реакция, протекающая при взаимодействии кислоты и основания с образованием соли и воды
-----------------------	---

Гидролиз	обменная реакция между веществом и водой без изменения степеней окисления атомов
-----------------	--

Таблица 15

Обратимый гидролиз солей

Соль		Гидролиз	Среда
сильного основания	сильной кислоты	—	нейтральная
$\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \neq$			
сильного основания	слабой кислоты	по аниону	щелочная
$\text{Na}_2\text{S} = 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$ $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$			
слабого или малорастворимого основания	сильной кислоты	по катиону	кислотная

Соль		Гидролиз	Среда
$\text{ZnCl}_2 = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \neq$ $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$			
слабого или малорастворимого основания	слабой кислоты	по катиону и аниону	нейтральная, слабокислотная или слабощелочная
$\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO}) = \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$			

Таблица 16

Среда в растворах кислых солей

Гидроанион кислоты	Реакция с водой	Среда
Гидрокарбонат-ион	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$	щелочная
Гидроортофосфат-ион	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$	щелочная
Гидросульфат-ион	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} =$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	кислотная

Гидроанион кислоты	Реакция с водой	Среда
Гидросульфид-ион	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	щелочная
Гидросульфит-ион	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	кислотная
Дигидроортофосфат-ион	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	кислотная

Таблица 17

**Окисленные и восстановленные формы
некоторых веществ**

Среда	Окисленная форма	Восстановленная форма
Нитрат-ион		
Концентрированная HNO_3	NO_3^-	$\text{NO}_{2(\text{r})}$
Разбавленная HNO_3		$\text{NO}_{(\text{r})}$
Очень разбавленная HNO_3		NH_4^+

Среда	Окислен- ная форма	Восстановлен- ная форма
Перманганат-ион		
Кислая	MnO_4^-	Mn^{2+}
Нейтральная		MnO_2
Щелочная		MnO_4^{2-}
Дихромат- или хромат-ион		
Кислая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}
Щелочная	CrO_4^{2-}	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

Схема 2

Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительные свойства металлов убывают:

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Ti Mn
Cr Zn Fe Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu
Ag Hg Pt Au

Ряд неметаллов

Окислительные свойства неметаллов растут:

Si B Te Ge H P As I Se C S Br Cl
N O F

Способы борьбы с коррозией

Химические методы	Физико-химические методы
Создание инертной среды	Нанесение защитных покрытий
Использование ингибиторов коррозии	Использование устойчивых к коррозии сплавов
	Применение электрохимических методов

Справочное издание

**Савинкина Елена Владимировна
Логинова Галина Павловна**

ХИМИЯ В ТАБЛИЦАХ И СХЕМАХ

Справочное пособие

8—9 классы

Редакция «Образовательные проекты»

**Ответственный редактор Е. Маталина
Технический редактор Е. Кудиярова
Компьютерная вёрстка И. Ковалева**

Подписано в печать 23.05.2017. Формат 70х90¹/₃₂. Усл.печ.л. 3,3.
Доп. тираж 3500 экз. Заказ № 1632а.
(Новая школьная программа)
Доп. тираж 5000 экз. Заказ № 1632.
(Подготовка к основному государственному экзамену)

Общероссийский классификатор продукции
ОК-005-93, том 2; 953005 — литература учебная

ООО «Издательство АСТ»

129085, г. Москва, Звёздный бульвар, д. 21, стр. 3, комн. 5

Наш электронный адрес:

www.ast.ru; e-mail: stelliferovskiy@ast.ru

Мы в социальных сетях. Присоединяйтесь!

https://vk.com/AST_planetadetstva

https://www.instagram.com/AST_planetadetstva

<https://www.facebook.com/ASTplanetadetstva>

Отпечатано в ООО «Тульская типография».
300026, г. Тула, пр. Ленина, 109.

По вопросам приобретения книг обращаться по адресу:
123317, г. Москва, Пресненская наб., д. 6, стр. 2,
Деловой комплекс «Империя», а/я № 5