

НЕЭМЕ КАТТ

**КРАТКИЙ КУРС ХИМИИ  
ДЛЯ ГИМНАЗИИ**

 **maurus**

НЕЭМЕ КАТТ

**Краткий курс химии для гимназии**

РЕЦЕНЗЕНТ: КАТРИН СОЙКА

РЕДАКТОР: АНДРУС КАНГРО

ПЕРЕВОД: АНАСТАСИЯ ВОРОНИНА

КОРРЕКТОР: ТАТЬЯНА ЕРОШЕНКО

ВЕРСТКА: ХЕЙСИ ВАЛЬЯК

РУССКАЯ ВЕРСТКА: РЕЙН СЕППИУС

ИЛЛЮСТРАЦИИ: ХЕЙКО УНТ

ISBN 978-9916-663-11-0

Maurus Kirjastus OÜ, 2021

Адрес: Tartu mnt 74; Tallinn 10144

Телефон: 5919 6117

[www.kirjastusmaurus.ee](http://www.kirjastusmaurus.ee)

Адрес электронной почты: [tellimine@kirjastusmaurus.ee](mailto:tellimine@kirjastusmaurus.ee)

Все права на данное издание защищены законом.  
Механическое, электронное и любое другое копирование  
текста или его части запрещено без письменного  
разрешения владельца авторских прав.

## Вступление

Этот учебник задуман прежде всего для повторения курсов химии в гимназии, но может быть использован в качестве конспекта или сборника заданий во время их изучения. В учебнике кратко и систематизировано представлен весь материал школьной химии, за исключением тем об отдельных элементах и их соединениях. В конце каждой большой темы есть задания. Чтобы выполнить эти задания, нужно хорошо разобрать материал темы, понять его и уметь применять и комбинировать полученные знания.

Материал учебника покрывает обязательные курсы по химии «Основы химии», «Неорганические вещества» и «Органические вещества», а также курсы по выбору «Основы химии II» и «Органические вещества II» и важнейшие темы материала по химии для основной школы.

Темы курсов по выбору выделены светло-синим фоном.

Числовой ответ для расчетных заданий дан в скобках.

## Содержание

<b>1. Введение в химию</b>	<b>8</b>
<b>2. Строение атома и периодическая система химических элементов</b>	<b>9</b>
2.1. Строение атома . . . . .	9
2.2. Строение электронной оболочки . . . . .	10
2.3. Взаимосвязь между строением атома и периодической системой химических элементов . . . . .	10
2.4. Электронная схема и орбитальная диаграмма . . . . .	11
2.5. Изменение свойств в периодической системе химических элементов . . . . .	12
2.6. Ион, заряд иона и степень окисления . . . . .	13
2.7. Определение степеней окисления . . . . .	15
2.8. Электронная конфигурация атомов . . . . .	16
2.9. Задания . . . . .	19
<b>3. Строение вещества и химическая связь</b>	<b>22</b>
3.1. Классификация веществ . . . . .	22
3.2. Связи между частицами . . . . .	22
3.3. Ковалентная связь . . . . .	23
3.4. Ионная связь . . . . .	25
3.5. Металлическая связь . . . . .	26
3.6. Водородная связь . . . . .	26
3.7. Типы кристаллической решетки и свойства вещества . . . . .	27
3.8. Комплексные соединения . . . . .	28
3.9. Задания . . . . .	29
<b>4. Основные классы неорганических веществ</b>	<b>32</b>
4.1. Классификация неорганических веществ . . . . .	32
4.2. Составление формул и названий веществ (номенклатура) . . . . .	33
4.3. Основные принципы составления уравнений химических реакций . . . . .	35
4.4. Классификация и химические свойства оксидов . . . . .	36
4.4.1 Основные оксиды . . . . .	36
4.4.2 Кислотные оксиды . . . . .	36
4.4.3 Амфотерные оксиды . . . . .	37
4.4.4 Нейтральные оксиды . . . . .	37
4.5. Химические свойства кислот . . . . .	37
4.6. Химические свойства оснований . . . . .	38
4.7. Химические свойства солей . . . . .	39
4.8. Получение оксидов . . . . .	40
4.9. Получение кислот . . . . .	41
4.10. Получение гидроксидов . . . . .	41
4.11. Получение солей . . . . .	41
4.12. Неорганические вещества в повседневной жизни и в природе . . . . .	42
4.13. Задания . . . . .	43

<b>5. Растворы и их состав</b>	<b>50</b>
5.1. Растворы и дисперсные системы	50
5.2. Растворимость	50
5.3. Массовый процент вещества и плотность раствора	52
5.4. Молярная концентрация раствора	56
5.5. Задания	58
<b>6. Энергетика химических реакций, скорость и равновесие</b>	<b>63</b>
6.1. Введение в термодинамику	63
6.2. Энергия активации химической реакции	64
6.3. Экзо- и эндотермические реакции	65
6.4. Закон Гесса	67
6.5. Скорость химической реакции	68
6.6. Закон действующих масс. Уравнение скорости химической реакции	69
6.7. Катализ	71
6.8. Обратимые и необратимые реакции	73
6.9. Химическое равновесие	74
6.10. Константа равновесия	75
6.11. Произведение растворимости	77
6.12. Задания	78
<b>7. Растворы электролитов</b>	<b>86</b>
7.1. Электролиты и неэлектролиты	86
7.2. Электролитическая диссоциация	86
7.3. Уравнения диссоциации	87
7.4. Теории кислот и оснований	88
7.4.1. Теория Аррениуса	88
7.4.2. Протолитическая теория Брэнстеда-Лоури	88
7.4.3. Электронная теория Льюиса	89
7.5. Среда раствора	90
7.6. Ионное произведение и pH воды	91
7.7. Реакции между ионами в растворах	92
7.8. Реакции нейтрализации	94
7.9. Степень диссоциации	95
7.10. pH растворов сильных кислот и оснований	95
7.11. pH растворов слабых кислот и оснований	96
7.12. Буферные растворы	99
7.13. Гидролиз солей	100
7.14. Задания	101
<b>8. Окислительно-восстановительные процессы</b>	<b>109</b>
8.1. Окислительно-восстановительные реакции	109
8.2. Подбор коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса	109
8.3. Анионы кислотного остатка, которые обладают окислительными свойствами	110
8.4. Химические источники тока	111
8.5. Производство металлов	113
8.6. Коррозия	113
8.7. Электролиз	114
8.8. Задания	116

<b>9. Металлы</b>	<b>122</b>
9.1. Металлы в периодической системе химических элементов . . . . .	122
9.2. Физические свойства металлов . . . . .	122
9.3. Химические свойства металлов . . . . .	123
9.4. Сплавы. . . . .	124
9.5. Задания . . . . .	125
<b>10. Неметаллы</b>	<b>127</b>
10.1. Неметаллы в периодической системе и их общая характеристика. . .	127
10.2. Химические свойства. . . . .	128
10.3. Задания . . . . .	128
<b>11. Органические соединения. Способы изображения структур</b>	<b>131</b>
11.1. Органические соединения . . . . .	131
11.2. Валентные состояния . . . . .	131
11.3. Способы изображения структур . . . . .	132
11.4. Гибридизация орбиталей . . . . .	133
11.5. Задания . . . . .	135
<b>12. Классификация и номенклатура органических веществ</b>	<b>137</b>
12.1. Классификация органических веществ . . . . .	137
12.2. Химические соединения в живых организмах . . . . .	140
12.3. Систематическая номенклатура углеводородов . . . . .	143
12.4. Номенклатура соединений, содержащих функциональные группы. . .	144
12.5. Тривиальные названия. . . . .	148
12.6. Задания . . . . .	149
<b>13. Изомерия</b>	<b>154</b>
13.1. Виды изомерии . . . . .	154
13.2. Задания . . . . .	156
<b>14. Полимеры</b>	<b>158</b>
14.1. Основные понятия химии полимеров. . . . .	158
14.3. Полимеризационные полимеры. . . . .	159
14.3. Поликонденсационные полимеры. . . . .	160
14.4. Задания . . . . .	162
<b>15. Взаимодействия атомов в молекулах вещества</b>	<b>167</b>
15.1. Полярность связи . . . . .	167
15.2. Степень окисления углерода . . . . .	168
15.3. Делокализация . . . . .	168
15.4. Влияние делокализации на кислотно-основные свойства веществ. . .	169
15.5. Влияние делокализации на реакционную способность соединений. .	170
15.6. Задания . . . . .	171
<b>16. Межмолекулярные взаимодействия</b>	<b>173</b>
16.1. Гидрофильные и гидрофобные вещества. Водородная связь . . . . .	173
16.2. Задания . . . . .	175
<b>17. Механизмы химических реакций</b>	<b>178</b>
17.1. Какие частицы могут вступать в реакцию? . . . . .	178
17.2. Анализ процесса протекания реакций . . . . .	179
17.3. Реакции нуклеофильного замещения. . . . .	180

17.4. Реакции электрофильного присоединения . . . . .	182
17.5. Реакции электрофильного замещения . . . . .	183
17.6. Реакции нуклеофильного присоединения . . . . .	183
17.7. Реакции радикально замещения . . . . .	184
17.8. Катализ . . . . .	185
17.9. Задания . . . . .	186
<b>18. Химические свойства органических веществ I</b>	<b>191</b>
18.1. Реакции горения . . . . .	191
18.2. Углеводороды . . . . .	191
18.3. Связи между спиртами, альдегидами и карбоновыми кислотами. . . . .	192
18.4. Карбоновые кислоты . . . . .	193
18.5. Сложные эфиры . . . . .	193
18.6. Жиры . . . . .	194
18.7. Сахариды . . . . .	194
18.8. Органические вещества в повседневной жизни и природе . . . . .	195
18.9. Задания . . . . .	196
<b>19. Химические свойства органических веществ II</b>	<b>199</b>
19.1. Алканы . . . . .	199
19.2. Соединения галогенов (галогенпроизводные) . . . . .	199
19.3. Спирты . . . . .	200
19.4. Амины . . . . .	200
19.5. Алкены . . . . .	200
19.6. Алкины . . . . .	201
19.7. Альдегиды и кетоны . . . . .	201
19.8. Сахариды . . . . .	201
19.9. Карбоновые кислоты . . . . .	202
19.10. Сложные эфиры . . . . .	202
19.11. Амиды . . . . .	203
19.12. Аминокислоты . . . . .	203
19.13. Ароматические соединения . . . . .	204
19.14. Задания . . . . .	204
<b>20. Молярные расчеты</b>	<b>212</b>
20.1. Связь между массой вещества, количеством вещества, количеством частиц и объемом газа . . . . .	213
20.2. Процентный состав вещества . . . . .	215
20.3. Расчеты по уравнениям реакции . . . . .	216
20.4. Задания . . . . .	220
Приложение 1. Условия протекания реакций . . . . .	227
Приложение 2. Взаимосвязи между неорганическими веществами . . . . .	228
Периодическая система химических элементов . . . . .	229
Ряд химической активности металлов . . . . .	230
Таблица растворимости . . . . .	230

# 1. ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ

Естественные науки – астрономия, биология, физика, география и химия – описывают и объясняют как живую, так и неживую природу, а также действующие в природе закономерности. **Химия изучает строение веществ, их свойства и происходящие с ними преобразования.**

Слово «химия» происходит от слова «алхимия», которым в средние века обозначали попытки превратить разные вещества в золото. Слово «алхимия» пришло из арабского языка, куда оно, в свою очередь, пришло из греческого или египетского языков. Вероятно, первоначальное слово обозначало преобразование земли (почвы) или способность получать разные вещества.

Самым первым химическим процессом, с которым познакомился человек, был огонь. Чуть позже люди научились добывать из руды металлы (сначала добывали медь и олово и получали их сплав бронзу, позднее железо) и изготавливать разные материалы (керамика и т. д.).

В период средневековой алхимии человек развивал практические навыки, благодаря чему было открыто много новых веществ. Начиная с 16 века химию стали использовать в медицине (ятрохимия). С конца 18 века и на протяжении всего 19 века химия постепенно превращалась в самостоятельную науку. Основой химии как науки стали: изучение газов и связанных с ними процессов, возникновение атомно-молекулярной теории, открытие многих новых элементов и их соединений, создание периодической системы химических элементов и развитие химической промышленности. Благодаря всему этому к концу 19 века появились разные направления химии.

Неорганическая химия исследует все химические элементы и их соединения, за исключением большинства соединений углерода. Органическая химия – это химия соединений углерода. Физическая химия исследует общие закономерности химических процессов.

Аналитическая химия занимается химическим анализом, исследует состав веществ и смесей. С помощью качественного анализа определяется качественный состав (из каких веществ состоит исследуемый объект), с помощью количественного анализа определяется количественный состав (содержание частиц, например в процентах, молярная концентрация и т. д.).

Используемые в химии исследовательские методы можно разделить на химические и физические. Химические методы основываются на использовании химических реакций (во время которых часто измеряются и физические показатели, например изменение окраски раствора или изменение pH). Физические методы основываются на количественных измерениях физических свойств вещества (например, спектроскопия).

Современная химия сделала большой шаг вперед в 20 веке. Это произошло благодаря развитию новых направлений, объединяющих разные естественные науки (биохимия, медицинская химия, генные технологии, материаловедение и т. д.). Знания из области химии применяются в биологии, медицине, фармацевтике, ветеринарии, агрономии, геологии, защите окружающей среды, металлургии, строительстве и т. д.

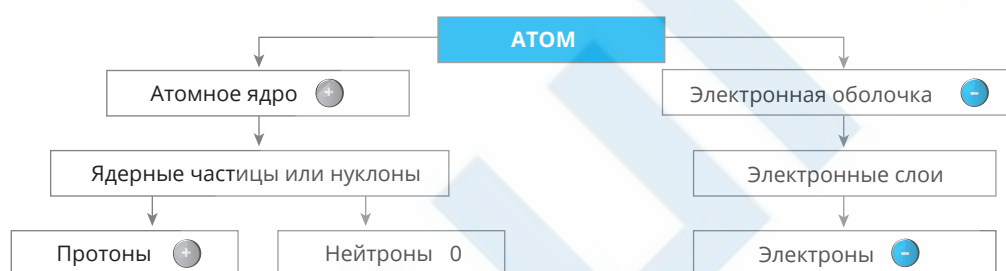


## 2. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

### 2.1. Строение атома

**Атом** – это не имеющая заряда частица, которая состоит из атомного ядра и электронной оболочки

В состав **атомного ядра** входят протоны и нейтроны. **Электронная оболочка** состоит из электронов.



Поскольку частицы обладают очень маленькими массами и зарядами, для их обозначения в химии используют специальные относительные единицы измерения. Элементарный заряд – это наименьший возможный электрический заряд свободной частицы ( $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл). Атомная единица массы –  $\frac{1}{12}$  то массы атома С.  
 $1 \text{ аем} = 1,66 \cdot 10^{-24}$  грамма.

**Атомная масса  $A_r$**  – это масса атома в атомных единицах массы.

Частица	Заряд (в элементарных зарядах)	Масса (в атомных единицах массы)
Протон (p)	+1	1
Нейтрон (n)	0	1
Электрон (e <sup>-</sup> )	-1	0,0005

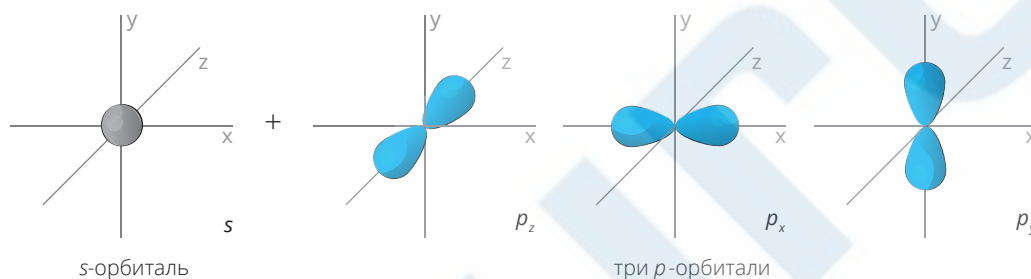
Радиус электронной оболочки больше радиуса атомного ядра примерно в 100 000 раз. Это значит, что атомная масса сосредоточена в относительно маленьком ядре.

**Изотопы** – это производные химического элемента, в ядре которых содержится разное число нейтронов. Например, изотопами водорода являются: легкий водород  ${}^1_1\text{H}$  («обычный» водород, в ядре которого 1 p и 0 n), тяжелый водород  ${}^2_1\text{H}$  (в ядре 1 p и 1 n) и сверхтяжелый водород  ${}^3_1\text{H}$  (в ядре 1 p и 2 n). В использованном выше способе изображения изотопов верхнее число является массовым числом, а нижнее число является атомным номером:  ${}^A_Z E$ . Часто используется и другой вариант, в котором к названию элемента добавляется массовое число изотопа. Например, углерод-14 обозначает изотоп углерода с массовым числом 14.

## 2.2. Строение электронной оболочки

Электронная оболочка состоит из электронных слоев. Максимальное количество электронов на электронном слое можно вычислить по формуле  $2n^2$ , где  $n$  – это номер электронного слоя. Таким образом, на первом электронном слое может находиться до 2-х электронов, на втором до 8-ми, на третьем до 18-и, а на четвертом до 32-х электронов.

Начиная со второго слоя, электронные слои делятся на подуровни. Из-за сложных траекторий движения электронов образуются электронные облака. Каждому подуровню соответствует обладающая определенной формой атомная орбиталь. **Атомной орбиталью** называют часть пространства, где электрон находится чаще всего, т. е. вероятность его нахождения в этой части пространства выше всего.  $s$ -орбиталь имеет сферическую форму,  $p$ -орбиталь имеет более сложную форму объемной восьмерки. Каждый слой содержит одну  $s$ -орбиталь. Начиная со второго электронного слоя на каждом слое содержится по три  $p$ -орбитали, которые расположены перпендикулярно по отношению друг к другу (вдоль координатных осей). Еще более сложную форму имеют  $d$ - и  $f$ -орбитали.



Одна орбиталь может разместить до двух электронов, которые обладают разнонаправленными спинами. Изначально спин представляли как направление вращения электрона, но на сегодняшний день спины связываются с магнитными свойствами электрона.

Для изображения орбиталей часто используют квадратики, в которых стрелками обозначают электроны.

На орбитали может быть:

$0 e^-$  – пустая орбиталь

$1 e^-$  – неспаренный электрон (один)

$2 e^-$  – пара электронов (разнонаправленные спины)



## 2.3. Взаимосвязь между строением атома и периодической системой химических элементов

**Химический элемент** – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Элементы расположены в периодической таблице в порядке возрастания числа протонов в ядре.

Периоды образованы элементами, стоящими в одном ряду периодической таблицы. Группы образованы элементами, стоящими в одном столбике периодической таблицы.

- ♦ Атомный номер (порядковый номер)  $Z$  = заряд ядра = количество  $p$  в ядре = общее количество  $e^-$  в электронной оболочке атома
- ♦ Номер периода = количество электронных слоев
- ♦ Номер группы  $A$  = количество  $e^-$  на внешнем электронном слое = максимальная степень окисления
- ♦ У элементов групп  $B$  на внешнем электронном слое чаще всего находится  $2 e^-$
- ♦ Округленная атомная масса  $A_r \approx$  массовое число  $A$  = количество  $p$  в ядре + количество  $n$  в ядре
- ♦ количество  $n$  в ядре = округленная атомная масса – атомный номер

*Примечание.* Найденное таким образом количество  $n$  в ядре в основном соответствует самому распространенному изотопу элемента. Количество нейтронов остальных изотопов элемента можно найти вычитанием заряда ядра из массового числа (в таком случае массовое число должно быть указано).

## 2.4. Электронная схема и квантовые ячейки

**Электронная схема** показывает расположение электронов на электронных слоях атома.

Для примера составим электронные схемы атомов натрия и железа.

1. Запишем символ и заряд ядра элемента (= порядковый номер).

Na: +11                      Fe: +26

2. Начертим справа от заряда ядра вертикальную линию, а за ней обозначим круглыми скобками электронные слои (количество электронных слоев = номер периода).

Na: +11 | ) ) )              Fe: +26 | ) ) ) )

3. Перед самой правой круглой скобкой запишем количество электронов на внешнем электронном слое (номер группы А или в случае элементов группы В это чаще всего 2).

Na: +11 | ) ) 1)              Fe: +26 | ) ) ) 2)

4. Заполним внутренние электронные слои следующим образом: 2, 8, 18, 32.

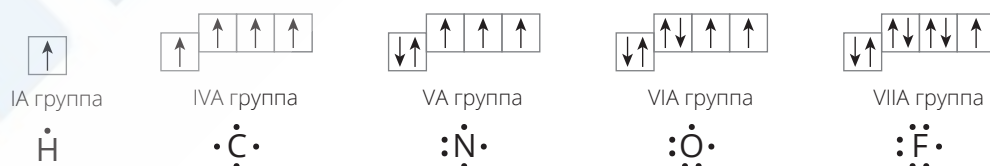
NB! Начиная с 4 периода количество электронов на **предпоследнем электронном слое** находят следующим образом: складывают все уже записанные для других электронных слоев количества электронов и вычитают полученную сумму из общего количества электронов в атоме.

Na: +11| 2)8)1)              Fe: +26| 2)8)14)2)

Чтобы проанализировать образование электронных связей, нужно знать, как распределяются электроны на атомных орбиталях. При этом нужно учитывать следующее:

- 1) на внешнем электронном слое может быть до 8 электронов,
- 2) электроны внешнего электронного слоя располагаются только на одной  $s$ -орбитали и трех  $p$ -орбиталях.

Поэтому достаточно нарисовать квадратики только для  $s$ - и  $p$ -орбиталей и поместить в них количество электронов, которое соответствует номеру группы. Прежде всего электроны заполняют наименее энергозатратную  $s$ -орбиталь, затем располагаются на  $p$ -орбиталях, уровень энергии которых немного выше, чем уровень энергии  $s$ -орбитали. В атомах углерода и кремния один  $s$ -электрон может возбуждаться и переходить на свободную  $p$ -орбиталь (возбуждение происходит при получении дополнительной энергии, например во время химической реакции).



*Примечание.* На схеме ниже с помощью квантовых ячеек изображен возбужденный атом углерода (см. раздел 11.4.).

## 2.5. Изменение свойств в периодической системе химических элементов

**Периодический закон** говорит о том, что свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра (т. е. если расположить элементы в порядке возрастания заряда ядра, то через определенное количество элементов будут повторяться элементы с похожими свойствами). Причиной периодического повторения свойств элементов является периодическое повторение строения внешнего электронного слоя элементов (количество электронов на внешнем электронном слое повторяется от одного до восьми). Свойства элемента определяются прежде всего строением внешнего электронного слоя, поскольку именно электроны внешнего электронного слоя участвуют в образовании химической связи.

Атомы разных элементов притягивают к себе электроны с разной силой. **Электроотрицательность  $\epsilon$**  показывает способность атомов элементов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химической связи.

Способность атомов элемента притягивать к себе электроны определяет его металлические и неметаллические свойства. Атомы неметаллических элементов притягивают электроны достаточно сильно (у них высокая электроотрицательность), поэтому они обычно присоединяют электроны (являются окислителями), но могут и отдавать их. Атомы металлических элементов слабо притягивают к себе электроны (у них низкая электроотрицательность), поэтому они всегда отдают электроны (являются восстановителями). Атомы инертных газов не отдают и не притягивают электроны, потому что их внешний электронный слой полностью заполнен электронами.

Сила, с которой атомы элементов притягивают к себе электроны, зависит от **заряда ядра** и **радиуса атома**. При движении по периоду периодической системы слева направо ослабевают металлические и усиливаются неметаллические свойства элементов (растет электроотрицательность). Так происходит потому, что с увеличением заряда ядра при одинаковом количестве электронных слоев радиус атома уменьшается. А чем ближе электроны внешнего электронного слоя к ядру, тем сильнее притягивает их к себе атом (ядро).

При движении по группе периодической системы сверху вниз усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические свойства элементов (электроотрицательность уменьшается), поскольку количество электронных слоев в атомах растет. Чем дальше электроны внешнего электронного слоя от ядра, тем слабее притягивает их к себе атом (ядро).

*Примечание.* Так происходит с элементами групп А; в случае элементов групп В активность металлов увеличивается при движении по группе снизу вверх.

На рисунке ниже показаны атомные радиусы и электроотрицательность элементов групп А<sup>1</sup>.

IA								VIIA	VIIIA
H 2,2								He	
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne		
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar		
K 0,8	Ca 1,3	Ga 1,6	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr		
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe		
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 2,0	Pb 2,0	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn		

Увеличивается количество электронных слоев, увеличивается радиус атома, металлические свойства усиливаются, электроотрицательность уменьшается

Увеличивается заряд ядра, уменьшается радиус атома, металлические свойства ослабевают, электроотрицательность растет

<sup>1</sup> На рисунке дана электроотрицательность по Паулингу из учебника Питера Аткинса и Лоретты Джонс «Химические принципы: в поисках понимания».

Теперь можно сделать вывод, что металлические элементы располагаются в периодической таблице химических элементов слева и снизу, а неметаллические элементы справа и сверху. В таблице их разделяет жирная линия. Элементы, которые расположены около этой линии, проявляют как металлические, так и неметаллические свойства. Такие элементы называются полуметаллами или металлоидами.

Из расположения элементов в периодической системе можно сделать вывод, что на внешнем электронном уровне атомов металлов находится мало электронов (обычно от 1 до 3), а на внешнем электронном уровне атомов неметаллов много электронов (обычно от 4 до 7).

## 2.6. Ион, заряд иона и степень окисления

**Ион** – это атом (простой ион, например  $\text{Al}^{3+}$ ) или группа атомов (сложный ион, например  $\text{SO}_4^{2-}$ ), который(-ая) имеет заряд. Заряд иона записывается в формуле иона с помощью верхнего индекса. Знак заряда записывается после числа, которое показывает размер заряда. Цифра «1» (размер заряда) не пишется. Размер заряда выражается в элементарных зарядах.

Из атома образуется ион, если атом отдает или присоединяет электроны.

- ♦ Если атом отдает электроны, то образуется положительно заряженный ион или **катион**:  $\text{Na} - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$ .
- ♦ Если атом присоединяет электроны, то образуется отрицательно заряженный ион или **анион**:  $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ .

В процессе присоединения или отдачи электронов атом элемента пытается достигнуть стабильного состояния (состояния с наименьшим уровнем энергии), при котором внешний электронный слой атома окажется полностью заполненным. Такой слой обычно содержит 8 электронов, но в определенных случаях может содержать 2 электрона (например, у элемента водорода, который находится в 1 периоде, или если элементы второго периода отдадут все электроны внешнего электронного уровня). Электронная схема иона с полностью заполненным внешним электронным слоем соответствует электронной схеме инертного газа, который находится в периодической таблице до или после этого элемента.

При составлении электронных схем элементов групп А нужно учитывать количество электронов последнего электронного слоя, которые атом элемента может принять или отдать, чтобы получить 8 (или 2) электронов.

Атом Na:  $+11 | 2)8)1$  металл  $\Rightarrow$  отдает с внешнего электронного слоя 1 электрон  $\Rightarrow$  катион  $\text{Na}^+$ :  $+11 | 2)8$

Атом S:  $+16 | 2)8)6$  неметалл  $\Rightarrow$  принимает на внешний электронный слой 2 электрона  $\Rightarrow$  анион  $\text{S}^{2-}$ :  $+16 | 2)8)8$

Радиусы ионов отличаются от радиусов соответствующих атомов. При образовании катиона внешний электронный слой атома остается пустым, поэтому радиус такого иона будет существенно меньше, чем радиус атома. Радиус аниона всегда значительно больше радиуса соответствующего атома, потому что на внешнем электронном слое присутствует большее количество электронов, которые сильнее отталкиваются друг от друга.

**Степень окисления** (с. о.) показывает значение заряда иона в химическом соединении (сложном веществе) при условии, что вещество состоит из ионов.

Степень окисления – это формальная величина, которая используется при составлении формул и анализе окислительно-восстановительных реакций. Степень окисления записывается римскими цифрами. В случае положительного значения степени окисления знак не указывается, а в случае отрицательного значения перед римской цифрой ставится «-». Степень окисления записывается над символом соответствующего элемента.

- ♦ Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления; неметаллы могут иметь как отрицательную, так и положительную степень окисления.
- ♦ Металлы групп А обычно обладают устойчивой степенью окисления, которая равна номеру их группы (у некоторых металлов есть несколько степеней окисления, например олово и свинец могут иметь степени окисления II и IV). Степень окисления элементов групп IA и IIA всегда равна номеру группы.

- ♦ У металлов групп В обычно переменные степени окисления. Часто одна из степеней окисления равна II.
- ♦ Степени окисления неметаллов меняются в промежутке от номера группы (максимальная степень окисления) до «номер группы – 8» (минимальная степень окисления). Нужно помнить, что **степень окисления F всегда равна –I, степень окисления O обычно равна –II, а степень окисления H обычно равна I.**

*Примечание.* Степень окисления кислорода может быть равна –I (в пероксидах), –0,5 (в супероксидах; на самом деле в этом случае речь идет об ионе  $O_2^-$ , который дает среднюю степень окисления –0,5) или II (это максимальная степень окисления кислорода, встречается в соединении с фтором). Степень окисления водорода в соединениях с металлами (гидридами) равна –I.

Максимальная степень окисления элементов групп А равна номеру группы, потому что эти атомы способны отдавать электроны только с внешнего электронного слоя. Атомы элементов групп В могут отдавать электроны еще и с предпоследнего электронного слоя; при этом максимальная степень окисления таких элементов обычно тоже равна номеру группы. Минимальная степень окисления металлических элементов равна 0, потому что атомы металлов не присоединяют электроны. Минимальная степень окисления неметаллических элементов обусловлена тем, что атом может присоединять электроны до тех пор, пока на его внешнем электронном слое не окажется 8 электронов.

### Примеры.

Са является металлом группы IIA и имеет устойчивую степень окисления II.

Mn является металлом группы VIIB и имеет переменную степень окисления. Одна из степеней окисления Mn равна II, максимальная степень окисления VII.

N является неметаллом группы VA и его максимальная степень окисления равна V, а минимальная степень окисления равна –III ( $5 - 8 = -3$ ).

Максимальные и минимальные степени окисления находящихся в одной группе элементов равны, поэтому похожи и формулы их соединений. Максимальную степень окисления можно использовать для составления формулы соответствующего этой степени окисления оксида. Минимальную степень окисления можно использовать для составления формулы соединения неметалла с водородом. В соединениях металла с водородом (гидридах) степень окисления водорода равна –I. При составлении соответствующей оксиду формулы кислоты можно использовать аналогию с известными кислотами элементов той же группы.

В приведенной ниже таблице буква E обозначает химический элемент.

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Максимальная с. о.	I	II	III	IV	V	VI	VII
Соответствующий максимальной с. о. оксид	I –II $E_2O$	II –II $EO$	III –II $E_2O_3$	IV –II $EO_2$	V –II $E_2O_5$	VI –II $EO_3$	VII –II $E_2O_7$
Соответствующая кислота или гидроксид	$EOH$	$E(OH)_2$	$E(OH)_3$	$H_2EO_3$	$HEO_3$ $H_3EO_4$	$H_2EO_4$	$HEO_4$
Минимальная с. о.	0	0	0	–IV	–III	–II	–I
Соединение водорода	I –I $EH$	II –I $EH_2$	III –I $EH_3$	–IV I $EH_4$	–III I $EH_3$	I –II $H_2E$	I –I $HE$

### Пример.

Селен Se является элементом группы VIA. Максимальная степень окисления селена в соединениях равна VI, а минимальная степень окисления равна –II.

Формула оксида, соответствующего максимальной степени окисления:  $SeO_3$ . Формула соединения водорода, соответствующего минимальной степени окисления:  $H_2Se$ .

Используя аналогию, можно составить формулу селеновой кислоты. Формула кислоты, которой соответствует наивысшая степень окисления элемента той же группы серы:

$H_2SO_4$ . Следовательно, формула селеновой кислоты –  $H_2SeO_4$ .

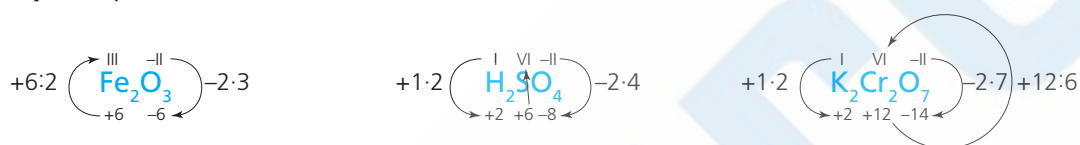
## 2.7. Определение степени окисления

- ♦ Степень окисления простых веществ равна 0.
- ♦ Степень окисления сложных ионов равна заряду иона.
- ♦ Сумма степеней окисления всех атомов в сложном веществе равна 0.
- ♦ Заряд сложного иона равен сумме степеней окисления всех входящих в его состав атомов.

Определение степеней окисления по формуле **сложного вещества**.

1. Над символами элементов запишем те степени окисления, которые мы знаем (см. раздел 2.6.).
2. Под символами элементов запишем сумму степеней окисления всех атомов этого элемента.
3. Вычислим недостающее значение учитывая, что сумма всех степеней окисления равна 0.

**Примеры** (стрелки показывают выполняемые действия).



Если нужно отметить степени окисления металлических элементов в солях или гидроксидах, то следует рассматривать анион кислотного остатка или гидроксид-анион как единое целое.



С. о. Fe равна III.

Индексы отсутствуют, поэтому числовые значения с. о. Fe и заряда аниона кислоты должны быть равны, но иметь противоположные знаки.

С. о. Fe равна II.

Обрати внимание на то, что количество гидроксид-ионов в молекуле равно заряду металла. С. о. Fe равна III.

*Примечание.* Если в соединении содержится несколько атомов основного элемента, то используя описанный выше метод мы получим среднюю степень окисления этих атомов. Атомы одного и того же элемента могут входить в состав одного соединения и иметь при этом разные степени окисления. Например, при определении степени окисления железа в оксиде  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , получим результат  $+8/3$ . На самом деле степень окисления двух атомов железа равна III, а степень окисления еще одного атома железа равна II, что и дает в итоге дробный средний результат.

Определение степени окисления по формуле **сложного иона** происходит так же, как определение степеней окисления по формуле сложного вещества, но при вычислении недостающей степени окисления сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна заряду иона, а не 0.

Например, в нитрате аммония отличаются степени окисления атомов азота в ионе аммония и нитрат-ионе. Их можно определить, зная, что в ионе аммония сумма степеней окисления всех частиц должна быть равна +1, а в нитрат-ионе сумма степеней окисления всех частиц должна быть равна -1.

