

# Проверка остаточных знаний

- **Что изучает наука химия?**
- Это наука о веществах
- Это наука о превращении веществ
- Это наука о свойствах веществ
- Это наука о веществах, их свойствах и превращениях.

- **Что такое простое вещество?**
- **Вещество , образованное химическими элементами**
- **Вещество, образованное атомами химических элементов**
- **Вещество, образованное атомами одного химического элемента**
- **Вещество, образованное атомами разных химических элементов.**

- **В каком ряду расположены только вещества**
- поваренная соль, сахар, свеча
- вода, железо, сера
- медь, гвоздь, кислород
- кирпич, пищевая сода, керамический стакан.

- **Верны ли следующие суждения?**
  - А) Вещество - это то, из чего состоит физическое тело.**
  - В) Химический элемент - это определенный вид атомов.**
- Верно только А
- Верно только В
- Верны оба суждения
- Оба суждения неверны.

- **Тело:**
- Графит
- Полиэтилен
- Свинец
- Пробирка

- **Вещество:**
- Медная проволока
- Медная монета
- Медная пластина
- Медь

- **Простое вещество:**
- Водород
- Углекислый газ
- Сахар
- Поваренная соль

- **Сложное вещество**
- Фосфор
- Крахмал
- Сера
- Медь



- **Говорят о водороде, как о простом веществе:**
- Водород – самый легкий газ
- Порядковый номер водорода в Периодической таблице-1
- Водород входит в состав воды
- Водород входит в состав кислоты

- **Говорят о меди как о химическом элементе**
- Медь не реагирует с соляной кислотой
- Медь окисляется при нагревании
- Медная проволока
- Медь входит в состав медного купороса

# Структура ОГЭ по химии

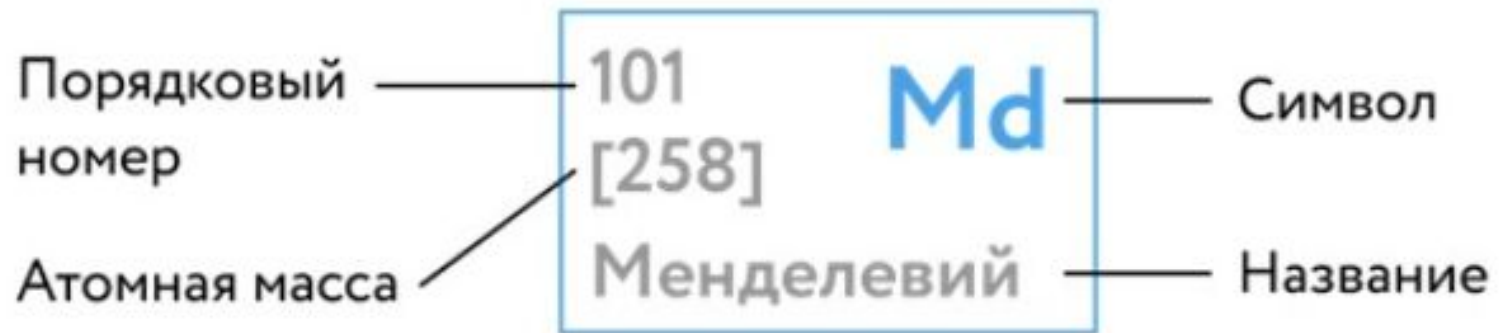
- Экзаменационная работа по химии состоит из **2 частей**, включающих в себя **24 задания**:
- Часть 1 содержит **19 заданий с кратким ответом**. Максимальное количество баллов — 24.
- Часть 2 содержит **3 задания с развернутым ответом**. Это задание на расстановку коэффициентов методом электронного баланса в заданном уравнении, цепочка превращений из трех неорганических реакций и расчетная задача. Максимальный балл — 10.
- В Части 2 присутствуют **2 экспериментальных задания**. Сначала необходимо выполнить задание 23: записать уравнения реакций и описать предполагаемые качественные признаки превращений. Затем следует изучить инструкцию и сообщить организатору в аудитории о своей готовности приступить к выполнению самого эксперимента (задание 24). Максимальный балл — 6.
- На выполнение всей экзаменационной работы по химии отводится **3 часа (180 минут)**.

- Разбалловка такая:
- 5 выставляется при получении 31-40 баллов.
- 4 выставляется при получении 21-30 баллов.
- 3 выставляется при получении 10-20 баллов.
- Если у вас меньше 10 баллов, вы **не сдали** экзамен.

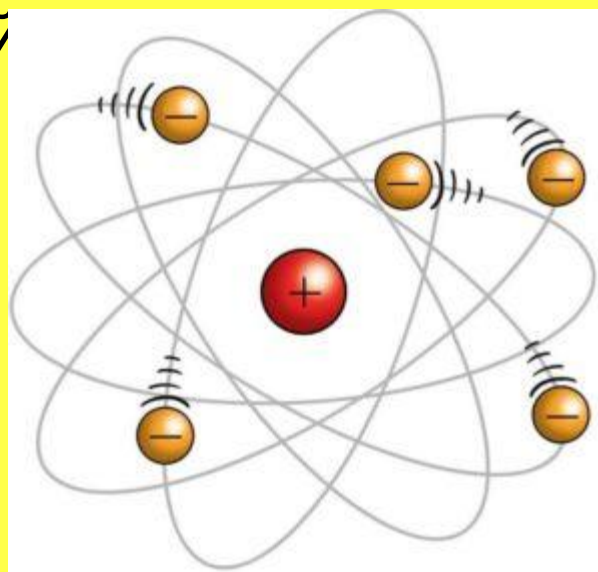
Строение атома. Строение  
электронных оболочек первых 20  
элементов Периодической системы Д.  
И. Менделеева.

Тема 1.

# Обозначение атомов



- **Атом** — это мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица вещества, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной оболочки.



- При этом электроны двигаются довольно хаотично. Совокупность электронов, которые двигаются вокруг ядра, называется **электронной оболочкой**.
- **Атомное ядро** — массивное и положительно заряженное, расположено в центральной части атома. Структура ядра довольно сложна, и изучается в ядерной физике. Основные частицы, из которых оно состоит — **протоны** и **нейтроны**. Они связаны ядерными силами (**сильное взаимодействие**).



# Рассмотрим основные характеристики **протонов, нейтронов и электр онов:**

	Протон	Нейтрон	Электрон
<b>Масса</b>	1,00728 а.е.м.	1,00867 а.е.м.	1/1960 а.е.м.
<b>Заряд</b>	+ 1 элементарный заряд	0	– 1 элементарный заряд

1 а.е.м. (атомная единица массы) =  $1,66054 \cdot 10^{-27}$  кг

1 элементарный заряд =  $1,60219 \cdot 10^{-19}$  Кл

- И — самое главное. Периодическая система химических элементов, структурированная Дмитрием Ивановичем Менделеевым, подчиняется простой и понятной логике: **номер атома — это число протонов в ядре этого атома.**
- Следовательно, заряд ядра  $Z$  равен **числу протонов**, т.е. **номеру атома** в Периодической системе химических элементов.

- Атом — это электронейтральная частица, следовательно, число протонов равно числу электронов:  $N_e = N_p = Z$ .
- Масса атома (**массовое число A**) примерно равна суммарной массе крупных частиц, которые входят в состав атома — протонов и нейтронов. Поскольку масса протона и нейтрона примерно равна 1 атомной единице массы, можно использовать формулу:

- $$M = N_p + N_n$$

- **Массовое число** указано в Периодической системе химических элементов в ячейке каждого элемента.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

	I	II	III	IV	
1	1 <b>H</b> 1,00797 Водород				
2	3 <b>Li</b> 6,939 Литий	4 <b>Be</b> 9,0122 Бериллий	5 10,811	6 <b>B</b> 12,01115 Бор	7 <b>C</b> 12,01115 Углерод
3	11 <b>Na</b> 22,9898 Натрий	12 <b>Mg</b> 24,312 Магний	13 26,9815 Алюминий	14 <b>Al</b> 28,086	1 <b>Si</b> 3 Кремний

Массовое число

# Важно

- При решении задач ЕГЭ массовое число всех атомов, кроме хлора, округляется до целого по правилам математики. Массовое число атома хлора в ЕГЭ принято считать равным 35,5.

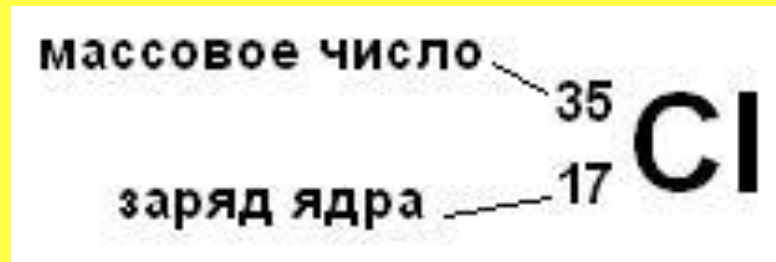
- Таким образом, рассчитать **число нейтронов** в атоме можно, вычтя из массового числа номер атома:  $N_n = M - Z$ .
- В Периодической системе собраны **химические элементы** — атомы с одинаковым зарядом ядра. Однако, может ли меняться у этих атомов число остальных частиц? Вполне. Например, атомы с разным числом нейтронов называют **изотопами** данного химического элемента. У одного и того же элемента может быть несколько изотопов.

- У изотопов одного элемента массовое число одинаковое или разное?
- У изотопов одного элемента число протонов одинаковое или разное?

- **Разновидности атомов одного химического элемента, имеющие разные атомные массы, называют изотопами. Изотопы — разновидности атомов с одинаковым числом протонов в ядре (зарядом ядра), но разным числом нейтронов. Значит, изотопы отличаются только числом нейтронов.**



- **Химические свойства атомов определяются строением электронной оболочки и зарядом ядра.** Таким образом, химические свойства изотопов одного элемента практически не отличаются.
- Поскольку атомы одного элемента могут существовать в форме разных изотопов, в названии часто указывается массовое число, например, хлор-35, и принята такая форма записи атомов:



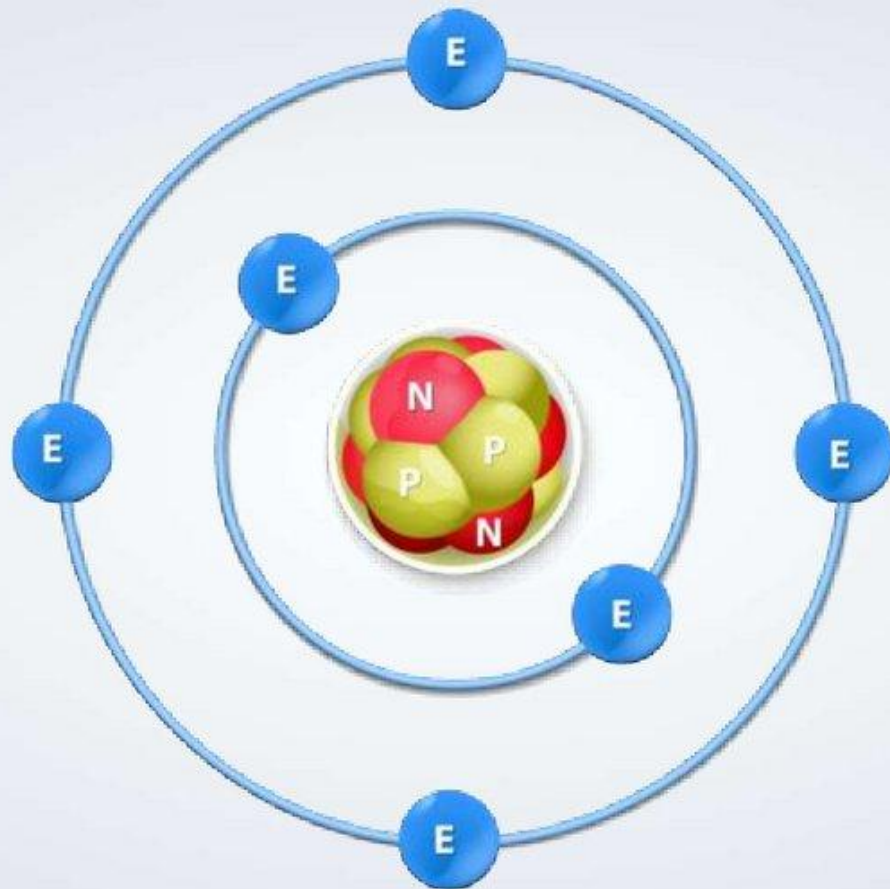
- Определите количество нейтронов, протонов и электронов в изотопе брома-81.
- Определите число нейтронов в изотопе хлора-37.

# Двухатомные молекулы

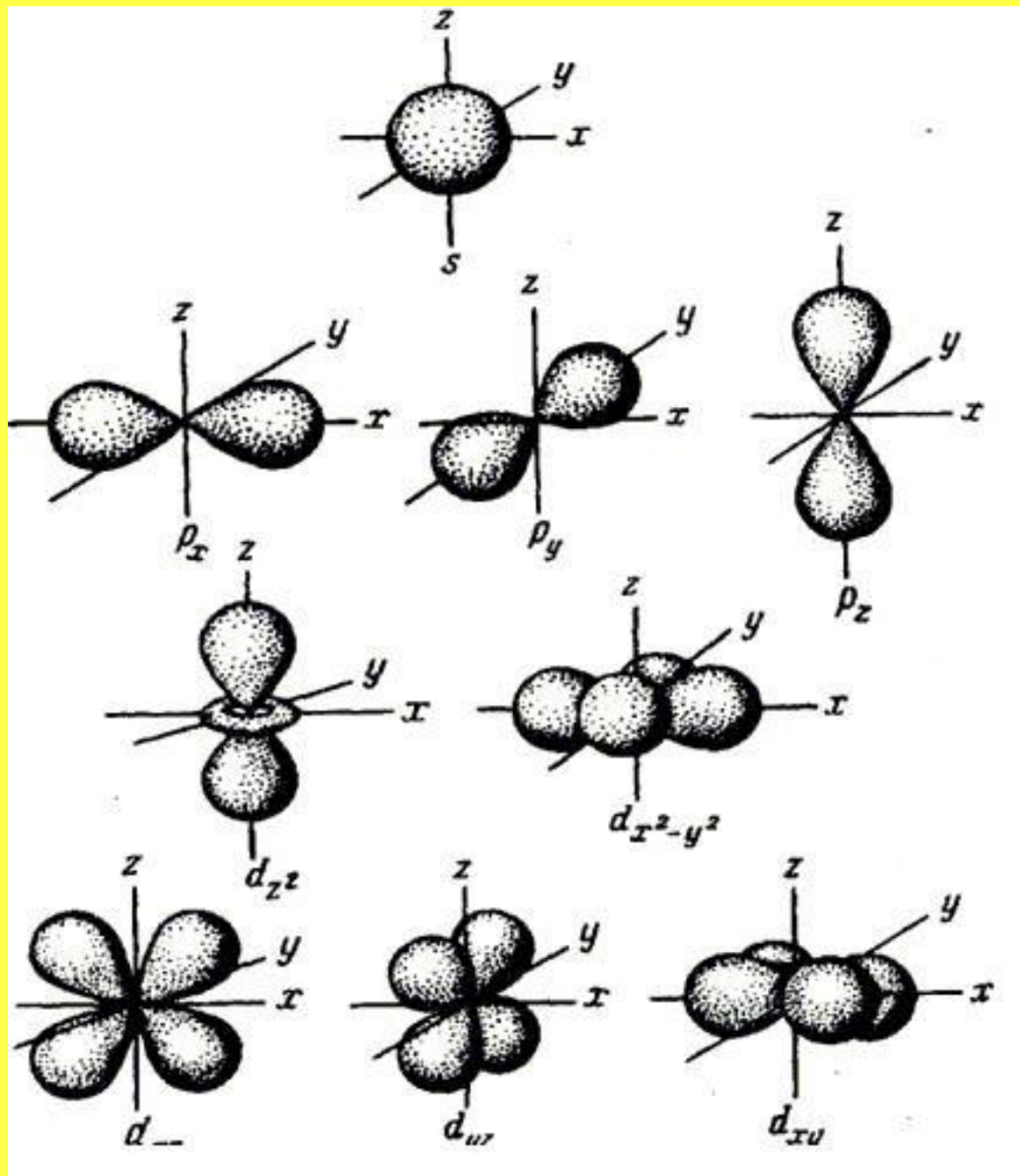
- Запомнить 7 двухатомных молекул.
  - **H<sub>2</sub> N<sub>2</sub> O<sub>2</sub> F<sub>2</sub> Cl<sub>2</sub> Br<sub>2</sub> I<sub>2</sub>**

# Строение электронной оболочки

- Согласно квантовой модели строение атома Нильса Бора, электроны в атоме могут двигаться только по **определенным (стационарным) орбитам**, удаленным от ядра на определенное расстояние и характеризующиеся определенной энергией. Другое название стационарных орбит — **электронные слои** или **энергетические уровни**.



- Электронные уровни можно обозначать цифрами — 1, 2, 3, ..., n. Номер слоя увеличивается мере удаления его от ядра. Номер уровня соответствует главному квантовому числу n.
- В одном слое электроны могут двигаться по разным траекториям. Траекторию орбиты характеризует **электронный подуровень**. Тип подуровня характеризует **орбитальное квантовое число**  $l = 0, 1, 2, 3, \dots$ , либо соответствующие буквы — s, p, d, g и др.



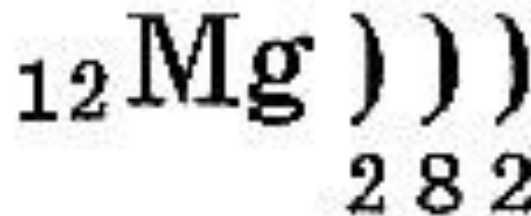
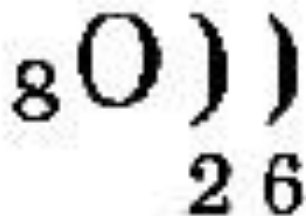
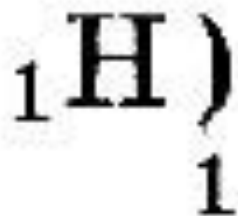
- В рамках одного подуровня (электронных орбиталей одного типа) возможны варианты расположения орбиталей в пространстве. Чем сложнее геометрия орбиталей данного подуровня, тем больше вариантов их расположения в пространстве. **Общее число орбиталей** подуровня данного типа  $l$  можно определить по формуле:  $2l+1$ . На каждой орбитали может находиться не более двух электронов.



- **Электронная оболочка атома** — это все электроны атома. Электроны в электронной оболочке атома расположены **слоями**. Электроны в разных слоях различаются энергией взаимодействия с ядром атома. Чем дальше от ядра находится электрон, тем меньше энергия его взаимодействия с ядром.

- Вместимость электронных слоев различная. В слое № 1, или **в первом слое**, у всех элементов, кроме водорода, находится 2 электрона. (В атоме водорода всего 1. электрон, и он — в первом слое.) Во **втором слое** может находиться не больше восьми электронов. В **третьем слое** максимально может расположиться 18 электронов. В **четвертом слое** максимально бывает 32 электрона.
- Если  $N$  — максимальное число электронов на электронном слое с номером  $n$ , то для определения числа  $N$  можно воспользоваться формулой
  - $N = 2n^2$  .

- **Завершенный электронный слой** — это слой в атоме, содержащий максимально возможное для него число электронов.
- Электронные слои заполняются так: сначала первый, потом второй и последующие — по мере уменьшения энергии их взаимодействия с ядром. Расположение по слоям электронов в атомах водорода, кислорода и магния.



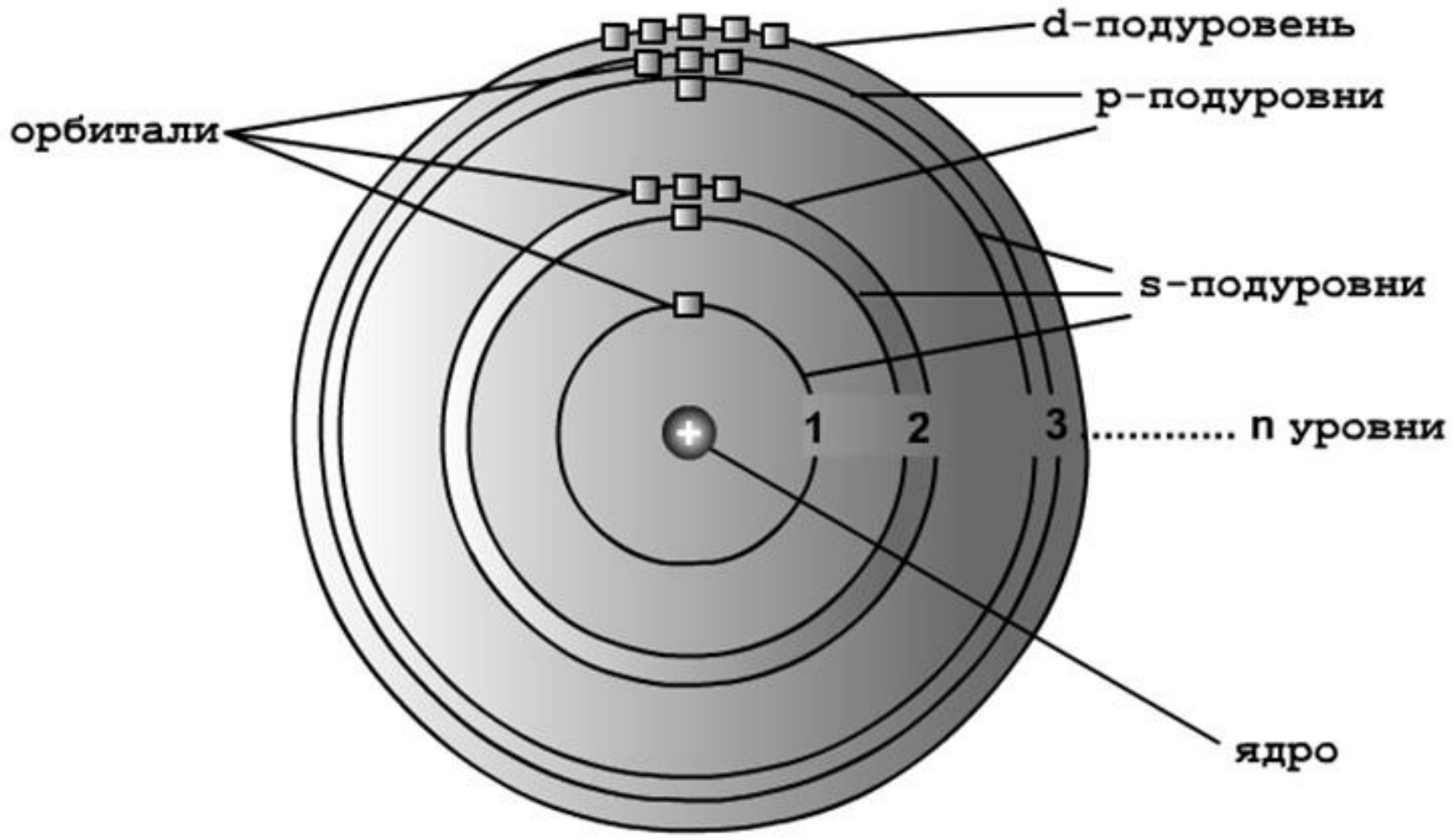
# Строение электронных оболочек атомов элементов № 1 – 20

Например: строение электронной оболочки магния.

Магний – элемент третьего периода (*значит в атоме 3 энергетических уровня*), второй группы, главной подгруппы (*значит на внешнем уровне 2 электрона*). Порядковый номер 12 (*значит в атоме всего 12 электронов*).



- Химические свойства атомов определяются свойствами их электронов. Движение электронов в атоме описывают с привлечением понятия ***орбитали***. Каждый электрон в атоме находится на своей орбитали.



- **Орбиталь** — это часть электронного облака, создаваемого электронами при движении в атоме. Орбиталь — это пространство около ядра, где чаще всего находится электрон.

Заполнение электронами энергетических орбиталей происходит согласно некоторым основным правилам.

- **Принцип Паули (запрет Паули):** на одной атомной орбитали могут находиться **не более двух электронов** с противоположными спинами (спин — это квантовомеханическая характеристика движения электрона).
- **Правило Хунда.** На атомных орбиталях с одинаковой энергией электроны располагаются по одному с параллельными спинами. Т.е. орбитали одного подуровня заполняются так: **сначала на каждую орбиталь распределяется по одному электрону**. Только когда во всех орбиталях данного подуровня распределено по одному электрону, занимаем орбитали вторыми электронами, с противоположными спинами.



- Таким образом, **сумма спиновых квантовых чисел таких электронов на одном энергетическом подуровне (оболочке) будет максимальной.**

**Например**, заполнение 2p-орбитали тремя электронами будет происходить так:



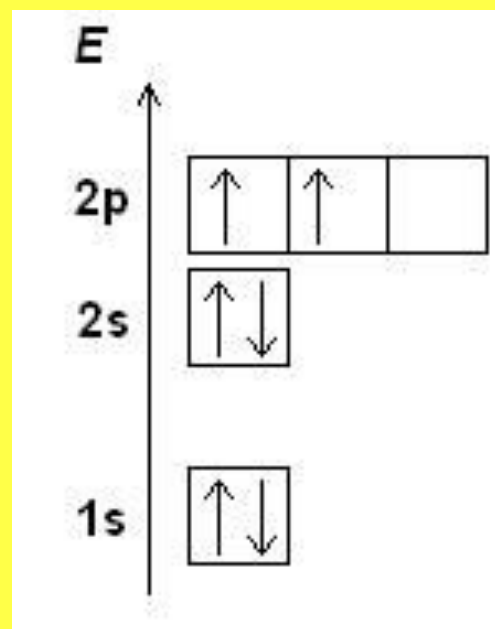
- **Принцип минимума энергии.** Электроны заполняют сначала орбитали с наименьшей энергией. Энергия атомной орбитали эквивалентна сумме главного и орбитального квантовых чисел:  $n + l$ . Если сумма одинаковая, то заполняется первой та орбиталь, у которой меньше главное квантовое число  $n$ .

AO	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	5g
<i>n</i>	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5	5
<i>l</i>	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
<i>n+l</i>	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	9

- Таким образом, энергетический ряд орбиталей выглядит так:
- $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \sim 5d < 6p < 7s < 5f \sim 6d \dots$

- Электронную структуру атома можно представлять в разных формах — **энергетическая диаграмма, электронная формула** и др. Разберем основные.
- **Энергетическая диаграмма атома** — это схематическое изображение орбиталей с учетом их энергии. Диаграмма показывает расположение электронов на энергетических уровнях и подуровнях. Заполнение орбиталей происходит согласно квантовым принципам.

- **Например, энергетическая диаграмма для атома углерода:**





















- **Электронная формула** — это запись распределения электронов по орбиталям атома или иона. Сначала указывается номер уровня, затем тип орбитали. Верхний индекс справа от буквы показывает число электронов на орбитали. Орбитали указываются в порядке заполнения. Запись  $1s^2$  означает, что на 1 уровне s-подуровне расположено 2 электрона.
- **Например**, электронная формула углерода выглядит так:  $1s^2 2s^2 2p^2$ .

Электронные формулы  
элементов первых четырех  
периодов



# ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	<b>H</b> 1  $1s^1$							<b>He</b> 2  $1s^2$
2	<b>Li</b> 3  $1s^2 2s^1$	<b>Be</b> 4  $1s^2 2s^2$	<b>B</b> 5  $1s^2 2s^2 2p^1$	<b>C</b> 6  $1s^2 2s^2 2p^2$	<b>N</b> 7  $1s^2 2s^2 2p^3$	<b>O</b> 8  $1s^2 2s^2 2p^4$	<b>F</b> 9  $1s^2 2s^2 2p^5$	<b>Ne</b> 10  $1s^2 2s^2 2p^6$
3	<b>Na</b> 11  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	<b>Mg</b> 12  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	<b>Al</b> 13  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	<b>Si</b> 14  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	<b>P</b> 15  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	<b>S</b> 16  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	<b>Cl</b> 17  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	<b>Ar</b> 18  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- Рассмотрим заполнение электронами оболочки элементов первых четырех периодов. У **водорода** заполняется самый первый энергетический уровень, s-подуровень, на нем расположен 1 электрон:



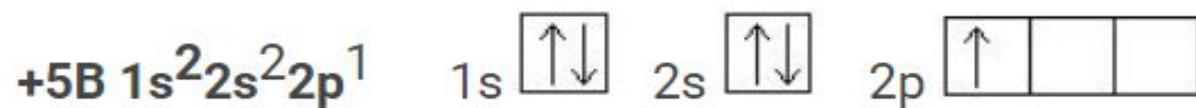
- У гелия 1s-орбиталь полностью заполнена:



- У бериллия 2s-подуровень заполнен:



- У бора заполняется p-подуровень второго уровня:

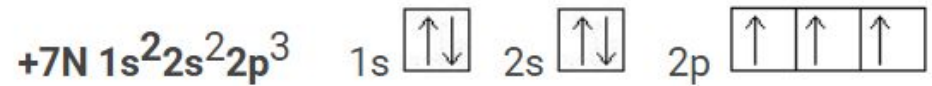


- У следующего элемента, **углерода**, очередной электрон, согласно правилу Хунда, заполняет вакантную орбиталь, а не заполняет частично занятую:

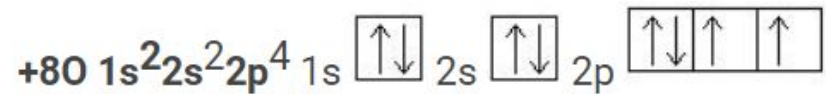


- Попробуйте составить электронную и электронно-графическую формулы для следующих элементов.
- **Азот**
- **Кислород**
- **Фтор**

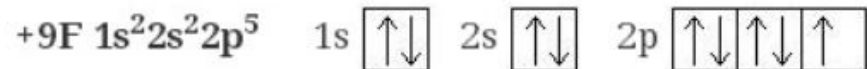
5. Электронная формула **азота**:



6. Электронная формула **кислорода**:

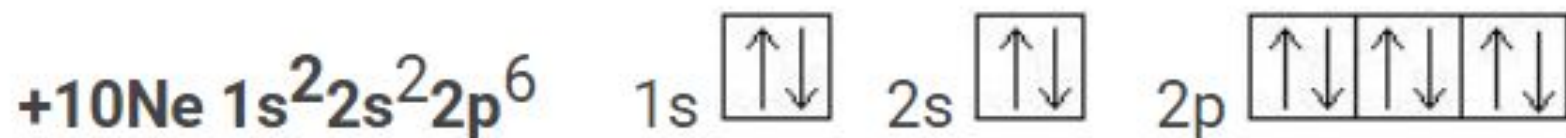


7. Электронная формула **фтора**:





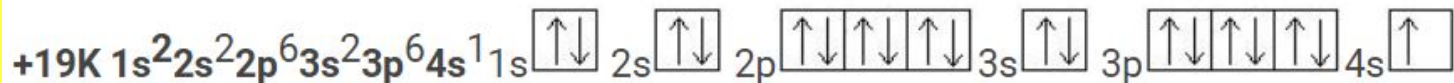
- У **неона** завершено заполнение второго энергетического уровня:



- У **натрия** начинается заполнение третьего энергетического уровня:



- От натрия до аргона заполнение 3-го уровня происходит в том же порядке, что и заполнение 2-го энергетического уровня.
- А вот начиная с 19-го элемента, **калия**, иногда начинается путаница — заполняется **не 3d-орбиталь, а 4s**. Заполнение энергетических уровней и подуровней электронами происходит по **энергетическому ряду орбиталей**, а не по порядку. Рекомендую повторить его еще раз. Таким образом формула имеет вид:





НОВЫЕ ЗНАНИЯ  
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ

## Заполнение атомных орбиталей электронами

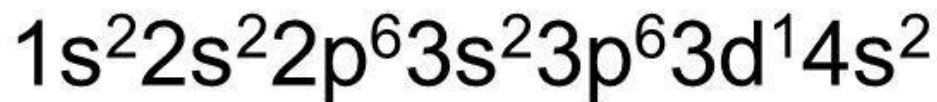
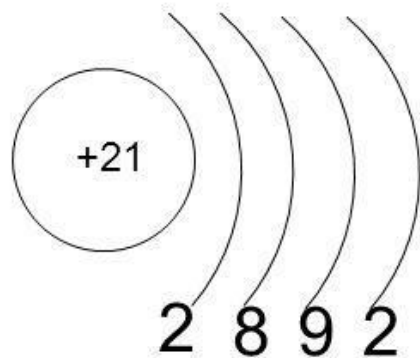
### 3) Принцип устойчивости Клечковского.

АО заполняются электронами в  
порядке повышения энергии их  
энергетических уровней.

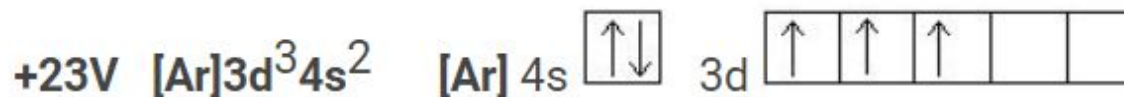


# Электронное строение атома скандия

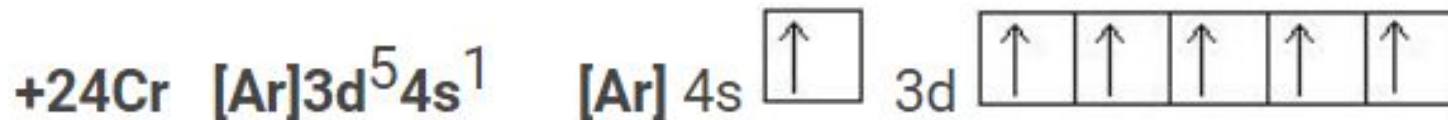
IV период	Четыре энергетических уровня
III В группа	Два электрона на внешнем энергетическом уровне



- Дальнейшее заполнение 3d-подуровня происходит согласно квантовым правилам, от титана до ванадия:



- Однако, у следующего элемента порядок заполнения орбиталей нарушается. Электронная конфигурация **хрома** такая:



- При «традиционном» порядке заполнения орбиталей (соответственно, неверном в данном случае —  $3d^44s^2$ ) ровно одна ячейка в  $d$ -подуровне оставалась бы незаполненной. Оказалось, что такое заполнение энергетически **менее выгодно**. А **более выгодно**, когда  $d$ -орбиталь заполнена полностью, хотя бы единичными электронами. Этот лишний электрон переходит с  $4s$ -подуровня. И небольшие затраты энергии на перескок электрона с  $4s$ -подуровня с лихвой покрывает энергетический эффект от заполнения всех  $3d$ -орбиталей. Этот эффект так и называется — **«провал»** или **«проскок»** электрона. И наблюдается он, когда  $d$ -орбиталь недозаполнена на 1 электрон (по одному электрону в ячейке или по два).



- У **меди** мы снова наблюдаем **провал (проскок) электрона** – электрон опять проскакивает с **4s**-подуровня на **3d**-подуровень:

- 



- На цинке завершается заполнение 3d-подуровня:

- 



- У следующих элементов, от галлия до криптона, происходит заполнение 4p-подуровня по квантовым правилам. Например, электронная формула галлия:



- Некоторые важные понятия:
- **Внешний энергетический уровень** — это энергетический уровень в атоме с **максимальным** номером, на котором есть электроны.
- Например, у меди ( $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ ) внешний энергетический уровень — четвёртый.

- **Валентные электроны** — электроны в атоме, которые могут участвовать в образовании химической связи.  
Например, у хрома ( $+24\text{Cr}$   $[\text{Ar}]\text{3d}^5\text{4s}^1$ ) валентными являются не только электроны внешнего энергетического уровня ( $4\text{s}^1$ ), но и неспаренные электроны на  $3\text{d}$ -подуровне, т.к. они могут образовывать химические связи.

# **Основное и возбужденное состояние атома**

- Электронные формулы, которые мы составляли до этого, соответствуют основному энергетическому состоянию атома. Это наиболее выгодное энергетически состояние атома.
- Однако, чтобы образовывать химические связи, атому в большинстве ситуаций необходимо наличие **неспаренных (одиночных) электронов**. А химические связи энергетически очень для атома выгодны. Следовательно, **чем больше в атоме неспаренных электронов — тем больше связей он может образовать, и, как следствие, перейдёт в более выгодное энергетическое состояние.**

- Поэтому при наличии **свободных энергетических орбиталей** на данном уровне **спаренные пары электронов** могут **распариваться**, и один из электронов спаренной пары может переходить на вакантную орбиталь. Таким образом **число неспаренных электронов увеличивается**, и атом может образовать **больше химических связей**, что очень выгодно с точки зрения энергии. Такое состояние атома называют **возбуждённым** и обозначают звёздочкой.



- **Например, в основном состоянии бор имеет следующую конфигурацию энергетического уровня:**



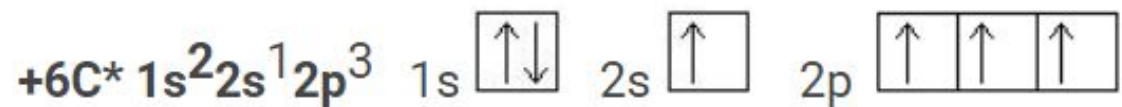
- На втором уровне (внешнем) одна спаренная электронная пара, один одиночный электрон и пара свободных (вакантных) орбиталей. Следовательно, есть возможность для перехода электрона из пары на вакантную орбиталь, получаем **возбуждённое состояние** атома бора (обозначается звёздочкой)



- Попробуйте самостоятельно составить электронную формулу, соответствующую возбуждённому состоянию атомов.

**Углерод**

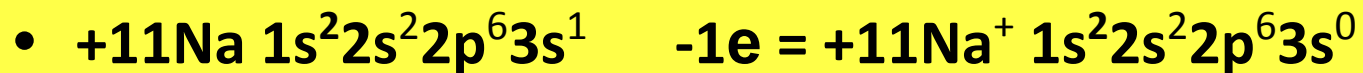
15. Электронная формула **углерода** в возбуждённом состоянии:



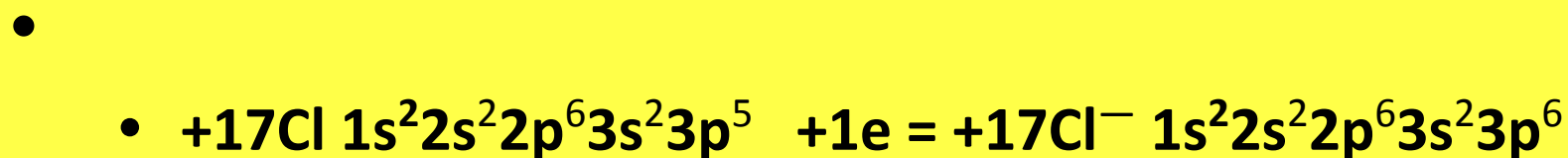
# Электронные формулы ИОНОВ

- Атомы могут отдавать и принимать электроны. Отдавая или принимая электроны, они превращаются в **ионы**.
- **Ионы** — это заряженные частицы. Избыточный заряд обозначается **индексом** в правом верхнем углу.

- Если атом **отдаёт** электроны, то общий заряд образовавшейся частицы будет **положительный** (вспомним, что число протонов в атоме равно числу электронов, а при отдаче электронов число протонов будет больше числа электронов). Положительно заряженные ионы — это **катионы**. **Например**: катион натрия образуется так:



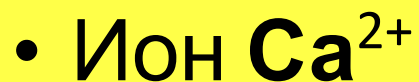
- Если атом **принимает электроны**, то приобретает **отрицательный заряд**. Отрицательно заряженные частицы — это **анионы**. Например, анион хлора образуется так:



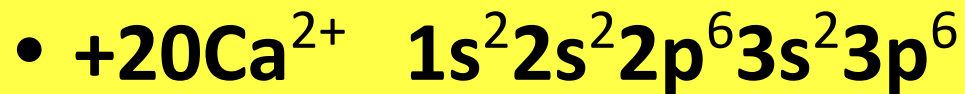


- Таким образом, электронные формулы ионов можно получить **добавив или отняв электроны у атома. Обратите внимание**, при образовании катионов электроны уходят с **внешнего энергетического уровня**. При образовании анионов электроны приходят на **внешний энергетический уровень**.

- Попробуйте составить самостоятельно электронные формулы ионов.



- Электронная формула иона кальция **Ca<sup>2+</sup>**:



- В некоторых случаях совершенно разные атомы образуют ионы с одинаковой электронной конфигурацией. Частицы с одинаковой электронной конфигурацией и одинаковым числом электронов называют **изоэлектронными частицами**.