

Омский государственный технический университет



Дисциплина «Химия»

Букашкина Татьяна Леонидовна -
кандидат химических наук, доцент
кафедры «Химия и химическая
технология»

Дисциплина «Химия»



1. Цели и задачи дисциплины

Целью изучения дисциплины «Химия» является фундаментальная подготовка студентов по химии, способствующая подготовке студента к междисциплинарной экспериментально-исследовательской деятельности, направленной на создание конкурентоспособной продукции, основанной на применении современных методов и средств проектирования, математического, физического и компьютерного моделирования технологических процессов.

Основные задачи дисциплины:

- 1) приобретение студентами необходимых знаний фундаментальных законов химии и знаний в области перспективных направлений развития современной химии;
- 2) получение навыков решения теоретических задач по химии с их практическими приложениями;
- 3) формирование навыков самостоятельно приобретать и применять полученные знания;
- 4) формирование навыков проведения химического эксперимента;
- 5) овладение навыками обработки результатов измерений;
- 6) применение полученных знаний, навыков и умений в последующей профессиональной деятельности.

Дисциплина «Химия»



2. Требования к результатам освоения дисциплины

В результате освоения дисциплины студент должен демонстрировать освоение указанными компетенциями по дескрипторам «знания, умения, владения», соответствующие тематическим модулям дисциплины, и применимые в их последующем обучении и профессиональной деятельности:

Знать:

- Фундаментальные химические законы;
- Основные химические понятия;
- Методы химических и физико-химических исследований и их применение для решения практических задач;

Уметь:

- Определять термодинамические и кинетические характеристики химических реакций;
- Применять химические законы и справочные данные для решения практических задач;
- Пользоваться химической посудой и элементарным оборудованием.

Владеть:

- Методами проведения физико-химических измерений и методами корректной оценки погрешности при их проведении;
- Методами проведения химического анализа и метрологической оценки его результатов;
- Фундаментальными основами химической науки;
- Методами химической идентификации и определения веществ, информацией об основных химических системах и процессах.
- Основными методами химического анализа и моделирования для решения профессиональных и естественнонаучных задач.

Дисциплина «Химия»



Дисциплина рассчитана на 1 семестр. В соответствии с учебным планом дисциплины в течение 1 семестра студентам необходимо выполнить следующие виды работ: посетить **9 лекций**, выполнить **9 лабораторных работ**, **10 домашних заданий**, **входной контроль**, **текущий контроль**.

Рейтинговая система оценки знаний студентов по дисциплине «Химия»

Вид работ (количество)	Количество баллов
Посещение лекций, написание конспекта лекций (9)	Min – 0,6 Max – 1,0
Входной контроль остаточных знаний (1)	Min – 1,4 Max – 2,0
Текущий контроль знаний (1)	Min – 4,5 Max – 6,0
Выполнение лабораторной работы и оформление отчета (9)	Min – 1,3 Max – 2,0
Выполнение индивидуальной задачи (10)	Min – 1,7 Max – 2,5
Итоговый контроль	Min – 20 Max – 40

Дисциплина «Химия»



Методические материалы, для подготовки к занятиям

- Рабочая тетрадь по дисциплине "Химия"
- Методические указания к самостоятельной работе студентов дисциплина "Химия" (составители: Шубенкова Е.Г, Холоденко В.А.)
- Мультимедийные слайд-лекции по химии
- Лабораторные работы по химии (мультимедийный практикум)

Омский государственный технический университет
Дисциплина «Химия»



Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева

Лектор – к.х.н., доцент

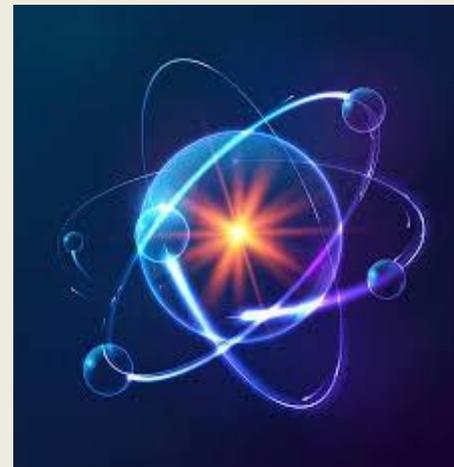
Букашкина Татьяна Леонидовна

АТОМ



Атом (от греческого *atomos* - неделимый) — одноядерная, неделимая химическим путем частица химического элемента, носитель свойств вещества, подчиняющаяся квантовым законам.

В целом **атом**
электронейтрален.



Состав атома



- Ядро (состоит из положительно заряженных протонов и нейтронов)
- электроны, которые формируют электронное облако.



Характеристики элементарных частиц



элементарная частица	заряд (условные единицы)	заряд (Кл)	масса (а.е.м.)	масса (г)
протон	+1	$1,6 \cdot 10 \times 10^{-19}$	1	$1,7 \cdot 10 \times 10^{-24}$
нейтрон	0	0	1	$1,7 \cdot 10 \times 10^{-24}$
электрон	-1	$-1,6 \cdot 10 \times 10^{-19}$	0	$9,1 \cdot 10 \times 10^{-28}$

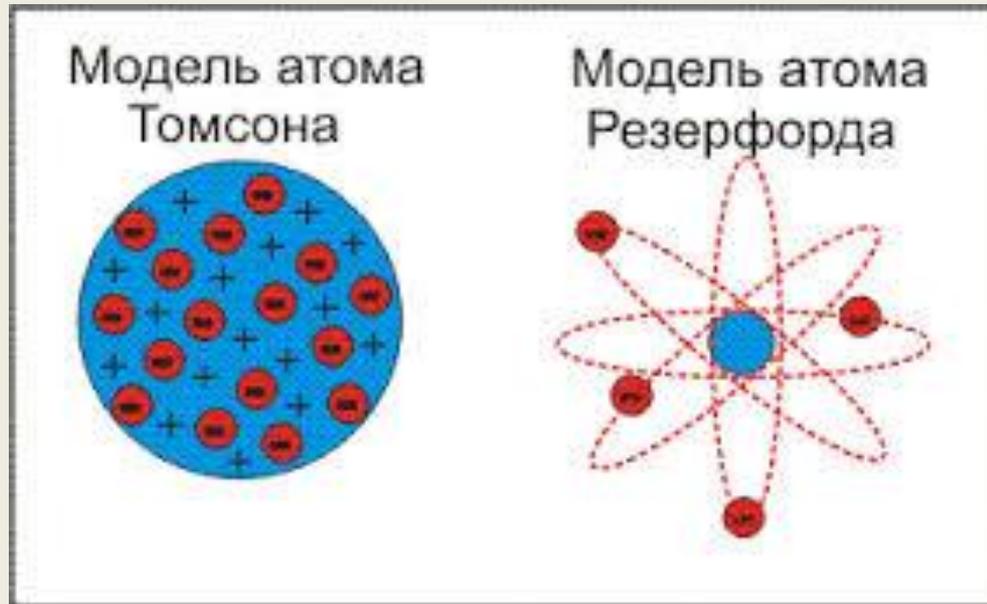
Масса атома в основном определяется **массой его ядра**, поскольку масса электрона примерно в 1836 раз меньше массы протона и нейтрона.

Развитие теории строения атома



Модель Томсона — модель атома, предложенная в 1904 году Джозефом Джоном Томсоном.

Планетарная модель атома, или **модель атома Резерфорда** — исторически важная модель строения атома, предложенная Эрнстом Резерфордом в 1911 г.

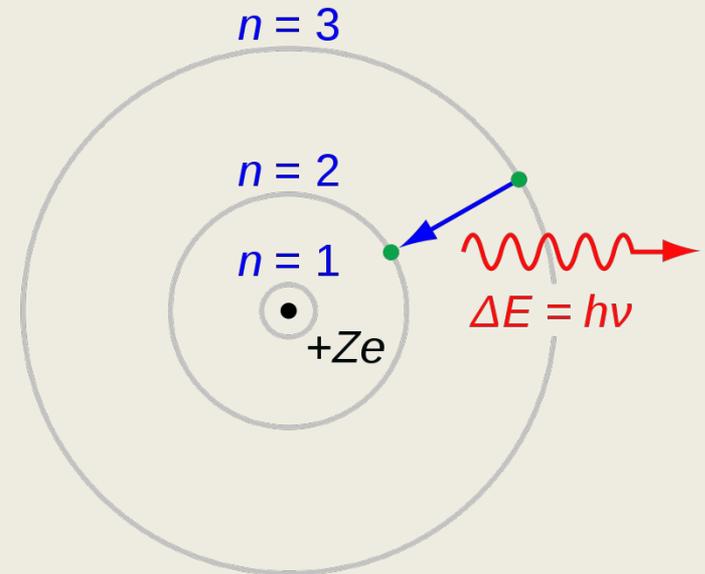


Развитие теории строения атома



Постулаты Бора — основные допущения, сформулированные Нильсом Бором в 1913 году.

- Атом и атомные системы могут длительно пребывать только в особых стационарных или квантовых состояниях, каждому из которых соответствует определённая энергия. В стационарном состоянии атом не излучает электромагнитных волн.
- Излучение света происходит при переходе электрона из стационарного состояния с большей энергией в стационарное состояние с меньшей энергией. Энергия излучённого фотона равна разности энергий стационарных состояний.



Развитие теории строения атома



КВАНТОВО-МЕХАНИЧЕСКАЯ МОДЕЛЬ АТОМА



Л. Де Бройль



Э.Шрёдингер



В. Гейзенберг

Главное квантовое число



Главное квантовое число n - характеризует энергию электронов, которые занимают конкретный энергетический уровень и среднее расстояние от ядра.

$$n = 1; 2; 3 \dots \infty$$

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне можно определить по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где N – число электронов, n – главное квантовое число.

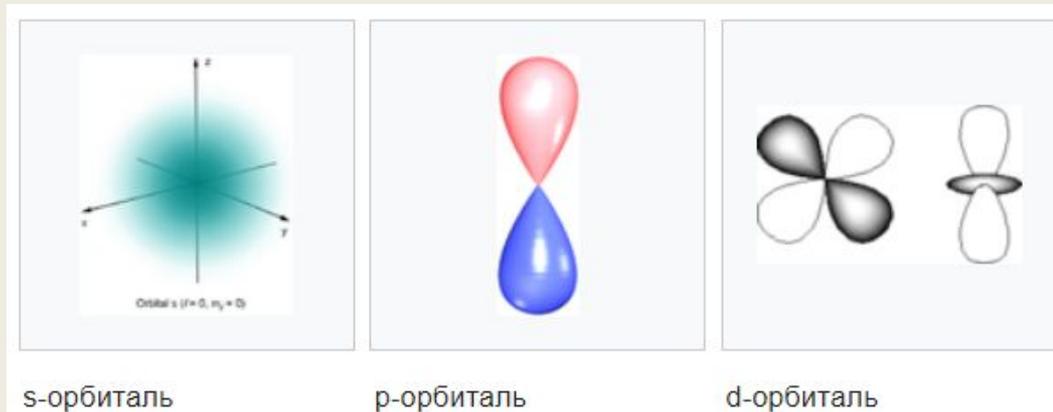
Орбитальное квантовое число



Орбитальное квантовое число l определяет геометрию электронного облака.
Может принимать целочисленные значения от 0 до $n-1$.

Для значений орбитального квантового числа l применяют буквенное обозначение:

$$\begin{array}{l} l = 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4 \dots \\ l = s \ p \ d \ f \ g \end{array}$$



Максимальное число электронов в оболочке N_l :
$$N_l = 2(2l + 1).$$

Магнитное квантовое число



Магнитное квантовое число m_l , характеризует ориентацию орбитали в пространстве, а также определяет величину проекции орбитального момента импульса на ось Z. m_l принимает значения от **+l до -l, включая 0**. Общее число значений m_l равно числу орбиталей в данной электронной оболочке.

Орбитальное квантовое число	Магнитное квантовое число	Число ориентаций орбиталей
l	m_l	$2l + 1$
0 (<i>s</i> -орбиталь)	0	1
1 (<i>p</i> -орбиталь)	-1, 0, +1	3
2 (<i>d</i> -орбиталь)	-2, -1, 0, +1, +2	5
3 (<i>f</i> -орбиталь)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Спиновое квантовое число



Электрон обладает собственным моментом импульса - спином, обозначаемым квантовым числом m_s .

Спин электрона - величина постоянная принимает значения $+1/2$ и $-1/2$.

Явление спина можно условно представить как движение вокруг собственной оси.

Обозначают \uparrow или \downarrow

Квантовые числа



Четыре квантовых числа описывают состояние электрона в атоме и характеризуют энергию электрона, его спин, форму электронного облака и его ориентацию в пространстве. При переходе атома из одного состояния в другое происходит перестройка электронного облака, то есть изменяются значения квантовых чисел, что сопровождается поглощением или испусканием атомом квантов энергии.

Правила и порядок заполнения атомных орбиталей



Принцип Паули

В атоме не может быть двух электронов со всеми четырьмя одинаковыми квантовыми числами.

Принцип Паули определяет максимальное число электронов N_n , на электронном слое с номером n :

$$N_n = 2n^2.$$

На первом электронном слое может находиться не более двух электронов, на втором – 8, на третьем – 18 и т. д.

Правила и порядок заполнения атомных орбиталей



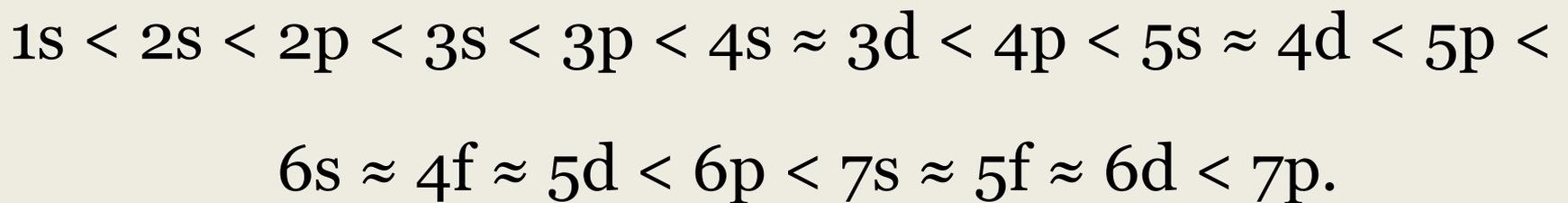
Принцип наименьшей энергии

В атоме каждый электрон стремится занять положение, соответствующее минимальному значению **энергии**, что отвечает наибольшей его связи с ядром.

Правила и порядок заполнения атомных орбиталей



Последовательность заполнения орбиталей электронами определяется правилами **Клечковского**: орбитали заполняются электронами в порядке возрастания **суммы (n+l)** для этих орбиталей, если **сумма (n+l)** одинакова, то первой заполняется орбиталь с **меньшим значением n**.



Правила и порядок заполнения атомных орбиталей



Эмпирическое **правило Клечковского** и вытекающее из него схема очередностей несколько противоречат реальной энергетической последовательности атомных орбиталей только в двух однотипных случаях, а именно: у атомов **Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au** имеет место «провал» электрона с *s*-подуровня внешнего слоя на *d*-подуровень предыдущего слоя, что приводит к энергетически более устойчивому состоянию атома; после заполнения двумя электронами орбитали *6s* следующий электрон появляется на орбитали *5d*, а не *4f*, и только затем происходит заселение четырнадцатью электронами орбиталей *4f*, затем продолжается и завершается заселение десятиэлектронного состояния *5d*. Аналогичная ситуация характерна и для орбиталей *7s*, *6d* и *5f*.

Правила и порядок заполнения атомных орбиталей



Исключения

Элемент	Атомная валентная зона	
	теоретическая	практическая
Cu	$3d^9 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
Ag	$4d^9 5s^2$	$4d^{10} 5s^1$
Au	$5d^9 6s^2$	$5d^{10} 6s^1$
Cr	$3d^4 4s^2$	$3d^5 4s^1$
Mo	$4d^4 5s^2$	$4d^5 5s^1$

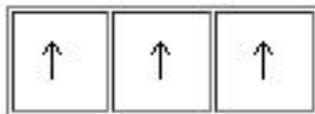
Правила и порядок заполнения атомных орбиталей



Правило Гунда (Хунда)

Заполнение энергетических уровней происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Например, три р-электрона на орбиталях р-оболочки располагаются следующим образом:



Периодический закон Д.И. Менделеева



Периодическая система химических элементов (**таблица Менделеева**) — классификация химических элементов, устанавливающая зависимость различных свойств элементов от их заряда атомного ядра. Система является графическим выражением периодического закона, открытого русским учёным **Д. И. Менделеевым в 1869 году**. Её первоначальный вариант был разработан Д. И. Менделеевым в 1869—1871 годах и устанавливал зависимость свойств элементов от их атомного веса.

Периодический закон Д.И. Менделеева

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а		
1	1	H водород 1,008															He гелий 4,003	
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998									Ne неон 20,179	
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,312	Al алюминий 26,982	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453									Ar аргон 39,948	
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,867	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,849	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,7							
	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	Br бром 79,904									Kr криптон 83,6	
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	Tc технеций [99]	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,906	Pd палладий 106,4						Xe ксенон 131,3	
	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	I йод 126,905										
6	8	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,34	57-71 лантаноиды		Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,2	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,09						
	9	Au золото 196,967	Hg ртуть 200,59	Tl таллий 204,37	Pb свинец 207,19	Bi висмут 208,98	Po полоний [210]	At астат [210]									Rn радон [222]	
7	10	Fr франций [223]	Ra радий [226]	89-103 актиноиды		Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сигборгий [263]	Bh борий [262]	Hn ханний [265]	Mt мейтнерий [266]							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄									
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR										

SPADLO.RU



Д.И. Менделеев
1834-1907



РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

Л А Н Т А Н О И Д Ы

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 158,926	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,97
----------------------------	--------------------------	-------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	----------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,029	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm курий [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калфорний [251]	99 Es эйнштейний [254]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	---------------------------	-------------------------	---------------------------	-----------------------------	------------------------------	---------------------------	--------------------------------	----------------------------	------------------------------

Периодический закон Д.И. Менделеева



Периодическая таблица систематизирует не только элементы, но и самые разнообразные их свойства.

а) Закономерности, связанные с металлическими и неметаллическими свойствами элементов.

- При перемещении *НАЛЕВО* вдоль периода *СПРАВА* металлические элементы *УСИЛИВАЮТСЯ*. В обратном направлении возрастают неметаллические свойства.
- При перемещении *СВЕРХУ* *ВНИЗ* вдоль групп *УСИЛИВАЮТСЯ МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ* свойства элементов. Это связано с тем, что ниже в группах расположены элементы, имеющие уже довольно много заполненных электронных оболочек. Их внешние оболочки находятся дальше от ядра. Они отделены от ядра более толстой "шубой" из нижних электронных оболочек и электроны внешних уровней удерживаются слабее.

Периодический закон Д.И. Менделеева



б) Закономерности, связанные с окислительно-восстановительными свойствами элементов. Изменения электроотрицательности элементов.

- Перечисленные выше причины объясняют, почему *СЛЕВА НАПРАВО УСИЛИВАЮТСЯ* *ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ* свойства, а при движении *СВЕРХУ ВНИЗ* - *ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ* свойства элементов.
- По той же причине, что и окислительные свойства элементов, их *ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ВОЗРАСТАЕТ* тоже *СЛЕВА НАПРАВО*, достигая максимума у галогенов. Не последнюю роль в этом играет степень завершенности валентной оболочки.
- При перемещении *СВЕРХУ ВНИЗ* по группам *ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ УМЕНЬШАЕТСЯ*. Это связано с возрастанием числа электронных оболочек, на последней из которых электроны притягиваются к ядру все слабее и слабее.

Периодический закон Д.И. Менделеева



в) Закономерности, связанные с размерами атомов.

- Размеры атомов (*АТОМНЫЕ РАДИУСЫ*) при перемещении *СЛЕВА НАПРАВО* вдоль периода *УМЕНЬШАЮТСЯ*. Это объясняют тем, что электроны все сильнее притягиваются к ядру по мере возрастания заряда ядра. Даже увеличение числа электронов на внешней оболочке (например, у фтора по сравнению с кислородом) не приводит к увеличению размеров атома. Наоборот, размеры атома фтора меньше, чем атома кислорода.
- При перемещении *СВЕРХУ ВНИЗ* *АТОМНЫЕ РАДИУСЫ* элементов *РАСТУТ*, потому что заполнено больше электронных оболочек.

Периодический закон Д.И. Менделеева



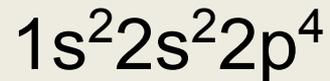
г) Закономерности, связанные с валентностью элементов.

- Элементы одной и той же подгруппы (в короткой форме таблицы) или группы (в длинной) имеют аналогичную конфигурацию внешних электронных оболочек и, следовательно, одинаковую валентность в соединениях с другими элементами.
- s-Элементы имеют валентности, совпадающие с номером их группы (в любой форме таблицы).
- p-Элементы имеют наибольшую возможную для них валентность, равную номеру группы в короткой форме Периодической таблицы. Кроме того, они могут иметь валентность, равную разности между числом 8 и номером их группы в короткой форме таблицы (этот номер совпадает с числом электронов на внешней оболочке).
- d-Элементы обычно обнаруживают несколько разных валентностей, которые нельзя точно предсказать по номеру группы.
- Не только элементы, но и многие их соединения - оксиды, гидриды, соединения с галогенами - обнаруживают периодичность. Для каждой **ГРУППЫ** элементов можно записать формулы соединений, которые периодически "повторяются" (то есть могут быть записаны в виде обобщенной формулы).

Задание



Атомы элементов имеют следующие электронные формулы:



Определить порядковый номер элемента, а также семейство, группу и подгруппу, к которым они относятся.