

Химические процессы и промышленная экология
(кафедра)

Общая химия
(дисциплина)

Лекция 2:
Строение атома и систематика
химических элементов.

1 академический час

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна
(ФИО преподавателя)

МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА

Одна из первых моделей – Дж. Томсон, 1903г.



Основатель и создатель современного учения об атоме - английский физик Э. Резерфорд.

1911 г. - предложил **ядерную (планетарную) модель строения атома.**

Основные положения:

1. Атом имеет форму шара, в центре которого находится ядро.
2. Ядро имеет очень маленький размер (диаметр атома - 10^{-10} м, диаметр ядра - 10^{-15} м).
3. Ядро имеет положительный заряд.
4. Почти вся масса атома находится в ядре.
5. Вокруг ядра движутся электроны.
6. Электроны движутся вокруг ядра, как планеты вокруг Солнца.

1913 г. – Н. Бор, теория, объединяющая планетарную модель атома Резерфорда и квантовую теорию Планка-Эйнштейна.

Первый постулат: электрон может вращаться вокруг ядра не по любым, а только по некоторым определенным круговым орбитам. Эти орбиты получили название **стационарных**.

Второй постулат: двигаясь по стационарной орбите, электрон не излучает электро-магнитной энергии.

Третий постулат: излучение происходит при скачкообразном переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.

При этом испускается или поглощается квант электромагнитного излучения, энергия которого равна разности энергии атома в конечном и исходном состояниях.

3. Модель Нильса Бора (1913).



$$E_n - E_m = h\nu, \quad (1)$$

где n, m – целые числа.

1923 г. - Д.Д. Иваненко и В. Гейзенбергом независимо друг от друга предложена **протонно-нейтронная теория строения ядер атомов:**

1) ядра атомов состоят из положительно заряженных частиц – протонов и нейтральных частиц – нейтронов;

2) протоны и нейтроны - нуклоны (от латинского слова «nucleus» - ядро).

3) электроны, протоны и нейтроны являются элементарными частицами, из которых состоит атом

Характеристики элементарных частиц

Частица	Обозначение (символ)	Заряд	Абсолютная масса, кг	Относительная масса, а.е.м.
Электрон	\bar{e}	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	1/1840
Протон	1p	+1	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	$1,007 \approx 1$
Нейтрон	1n 0	0	$1,6750 \cdot 10^{-27}$	$1,009 \approx 1$

1913 г. - английский ученый Г. Мозли установил, что положительный заряд ядра атома (в условных единицах) равен порядковому номеру элемента в периодической системе.

Так как атом это электронейтральная частица, то положительный заряд ядра численно равен сумме отрицательных зарядов всех электронов, или числу электронов:

Порядковый номер элемента	=	Заряд ядра атома	=	Число протонов в атоме	=	Число электронов в атоме
---------------------------	---	------------------	---	------------------------	---	--------------------------

Z – это порядковый номер элемента, заряд ядра атома и число протонов в ядре, **N** - число нейтронов. Число нуклонов (сумма числа протонов и нейтронов) называется **массовым числом атома** и обозначается буквой **A**.

$$A = Z + N,$$

Атомы одного элемента, которые имеют разные массовые числа, называются **изотопами**.

Например, водород имеет три изотопа:
 ${}^1_1\text{H}$ - протий, ${}^2_1\text{H}$ - дейтерий, ${}^3_1\text{H}$ - тритий.

Химические свойства всех изотопов одного элемента **одинаковые**, значит, химические свойства элемента **зависят не от атомной массы, а от заряда ядра**.

Строение электронной оболочки атома

Электронная оболочка атома – это совокупность всех электронов в данном атоме. Строение электронной оболочки атомов определяет **химические свойства элемента.**

20-е годы XX века - установлено, что электрон имеет **двойственную природу (имеет свойства частицы и свойства волны). Это привело к созданию квантово-механической теории строения атома.**

Согласно этой теории, электрон не имеет определенной траектории движения. Можно говорить только о вероятности нахождения электрона в разных частях атомного пространства.

Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая ($\approx 90\%$) называется **атомной орбиталью.**

Чрезвычайно важной характеристикой орбитали является вид ее симметрии.

Орбитали с шаровой симметрией называют **s-орбиталями, в виде гантели – **p-орбитали**, более сложные **d-, f- орбитали**.**

Полностью состояние электрона в атоме описывается **4-мя квантовыми числами.**

1. Главное квантовое число (n) – характеризует энергию и размер орбитали и электронного облака. **$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$.**

Совокупность орбиталей, имеющих одинаковое значение главного квантового числа - это энергетический уровень.

Значение n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение уровня	К	L	M	N	O	P	Q

Совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне - это электронный слой.

На одном энергетическом уровне могут находиться орбитали с различной геометрической формой.

2. Побочное (орбитальное) квантовое число (l) – характеризует форму орбиталей и облаков (значения целых чисел от 0 до n-1).

Уровень	Главное квантовое число (n)	Значение орбитального квантового числа (l)
K	1	0
L	2	0, 1
M	3	0, 1, 2
N	4	0, 1, 2, 3

Энергия орбиталей, находящихся на одном уровне, но имеющих различную форму, неодинаковая:

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

Поэтому энергетические уровни делятся на энергетические подуровни.

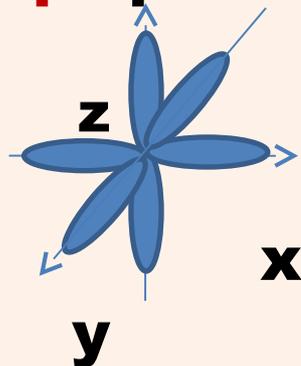
Главное квантовое число (n)	Орбитальное квантовое число (l)	Буквенное обозначение подуровней	Число подуровней
1	0	s	1
2	0 1	s p	2
3	0 1 2	s p d	3
4	0 1 2 3	s p d f	4

3. Магнитное квантовое число (m_l) – характеризует направление орбиталей в пространстве. $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$.

s	$l=0$	$m_l=0$
p	$l=1$	$m_l=-1, 0, +1$
d	$l=2$	$m_l=-2, -1, 0, +1, +2$
f	$l=3$	$m_l=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

Число возможных значений магнитного квантового числа определяет число орбиталей данного вида.

В пределах одного уровня может быть **одна s**-орбиталь, **три p**-орбитали, **пять d**-орбиталей и **семь f**-орбиталей.



$$N_{\text{орб}} = n^2$$

4. Спиновое квантовое число (m_s) – характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения («to spin» - кружить, вращать).

$$m_s = +\frac{1}{2} (\uparrow)$$

или

$$m_s = -\frac{1}{2} (\downarrow)$$

Строение многоэлектронных атомов

Запись распределения электронов в атоме по уровням, подуровням и орбиталям называется **электронной конфигурацией элемента**.

При составлении электронных конфигураций необходимо соблюдать:

- 1. Принцип Паули.**
- 2. Принцип наименьшей энергии.**
- 3. Правила Клечковского.**
- 4. Правила Гунда.**

По **принципу Паули** в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов. И они имеют одинаковый набор трех квантовых чисел и отличаются спинами.

Два электрона, находящиеся на одной орбитали, называются **спаренными** (или **неподеленной электронной парой**).

Общее число электронов на энергетическом уровне:

$$N_{\text{эл}} = 2n^2$$

Строение электронной оболочки изображается **электронной формулой** ($1s^2$) которая показывает расположение электронов по энергетическим уровням и подуровням.

Графические электронные формулы показывают распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям ().

Порядок заполнения орбиталей электронами определяет **принцип наименьшей энергии** – электроны в атоме занимают состояние с минимально возможной энергией.

Это **основное (устойчивое) состояние атома**. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии:



Спектроскопический ряд возрастания энергии

**Этот ряд можно вывести
пользуясь **двумя**
правилами Клечковского:**

**1) возрастание энергии
в многоэлектронных
атомах происходит в
соответствии с
увеличением суммы **(n+l)**
квантовых чисел;**

**2) при одинаковой
сумме **(n+l)** энергия
возрастает в соответствии
с увеличением **n**.**

n+l=1	n=1	l=0	1s
n+l=2	n=2	l=0	2s
n+l=3	n=2	l=1	2p
	n=3	l=0	3s
n+l=4	n=3	l=1	3p
	n=4	l=0	4s
n+l=5	n=3	l=2	3d
	n=4	l=1	4p
	n=5	l=0	5s
n+l=6	n=4	l=2	4d
	n=5	l=1	5p
	n=6	l=0	6s
n+l=7	n=4	l=3	4f
	n=5	l=2	5d
	n=6	l=1	6p
	n=7	l=0	7s
n+l=8	n=5	l=3	5f
	n=6	l=2	6d
	n=7	l=1	7p

Правило Гунда (Хунда): на одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел (суммарного спина) было максимальным. Это также соответствует устойчивому состоянию атома.

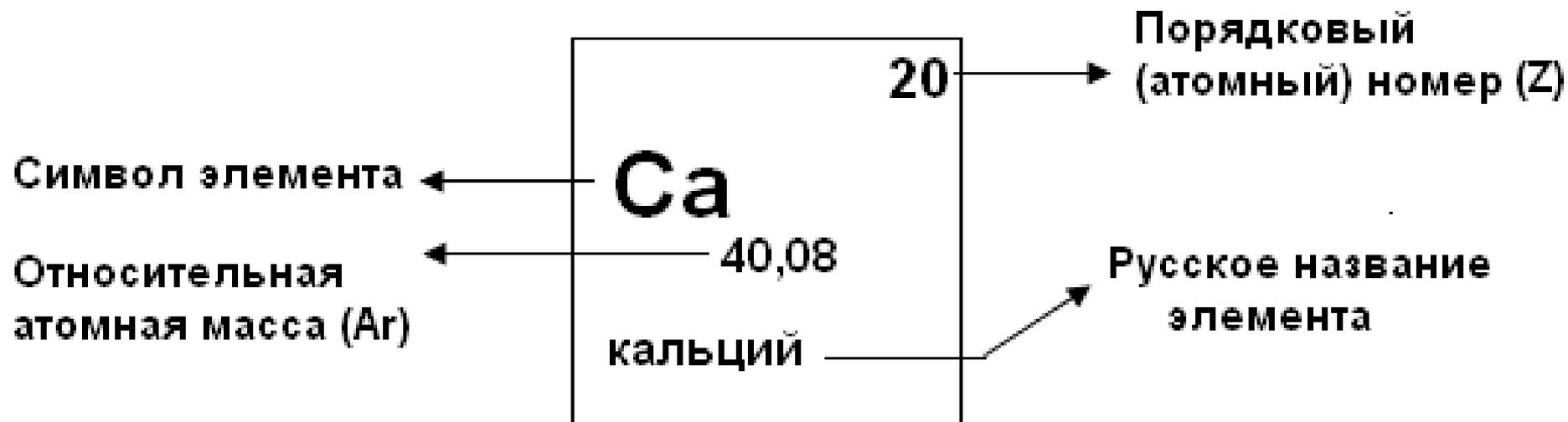
Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым (1869 г.) - важнейшее событие после утверждения атомно-молекулярной теории.

Это фундаментальный закон природы и теоретическая база химии.

Современная формулировка: свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от зарядов их ядер.

Графическое изображение периодического закона – это периодическая система химических элементов.

Современная периодическая система содержит 117 химических элементов.



Структура периодической системы

Периодическая система состоит из **семи периодов, десяти рядов и восьми групп.**

Период – это последовательность элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронных слоев.

Периоды ÷ на:

малые (1-3), большие (4-7).

Отдельно выведены два ряда: **лантаноиды** (св-ва сходны с лантаном и между собой); **актиноиды** (св-ва сходны с актинием и между собой).

Группа – это совокупность элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и в других соединениях.

Высшая валентность периодически изменяется и это объясняется периодическим изменением числа валентных электронов в атомах.

Валентные электроны – это электроны, которые могут участвовать в образовании химических связей.

Эта валентность равна номеру группы.

Исключения:

Номер группы	Элемент	Высшая валентность
I	Cu	II
	Ag	III
	Au	III
VI	O	II
VII	H	I
	F	I

В VIII группе только у **рутения** и **осмия** **высшая валентность** равна **8**.

Группа ÷ на: главную и побочную подгруппы.

Главная подгруппа – это вертикальный ряд элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронов на внешнем электронном слое (равно номеру группы).

Побочная подгруппа – это вертикальный ряд d-элементов, которые имеют одинаковое суммарное число электронов на d-подуровне предвнешнего слоя и s-подуровне внешнего слоя (число обычно равно номеру группы).

Элементы в одной группе - **элементы-аналоги.**

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении порядкового номера объясняется тем, что периодически повторяется строение внешнего электронного слоя в атомах элементов.

Поэтому все элементы ÷ на **4 семейства:**

элементы **s-семейства** (s-элементы);

элементы **p-семейства** (p-элементы);

элементы **d-семейства** (d-элементы);

элементы **f-семейства** (f-элементы).

s-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется s- подуровень внешнего электронного слоя;

p-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется p- подуровень внешнего электронного слоя;

d-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется d- подуровень предвнешнего электронного слоя;

f-элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется f- подуровень третьего снаружи электронного слоя.

Важнейшие свойства

Металлические – это способность атомов элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металлических свойств элемента является **энергия ионизации.**

Энергией ионизации называется энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома (иона или молекулы). Она выражается в джоулях или электронвольтах ($1\text{ЭВ} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Дж).

Энергия ионизации, I , является мерой восстановительной способности атома.

Чем меньше I , тем больше восстановительная способность атома. Т.е. чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства элемента.

Неметаллические – это способность атомов элемента присоединять электроны. Количественной характеристикой является **сродство к электрону (E_{cp}).**

Сродством к электрону называется энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому (иону или молекуле). Выражается также в Дж или эВ.

Сродство к электрону – мера окислительной способности частиц. Т.е. чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства.

Универсальной характеристикой Me и неMe свойств элементов является **электроотрицательность (ЭО).**

Электроотрицательностью называется количественная характеристика способности атома в молекуле притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

По Малликену: $\text{ЭО} = (I+E)/2$.

Таким образом, периодический закон играет огромную роль. Он помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов, получать вещества с нужными свойствами. Этот закон играет важную роль в развитии всего естествознания.

Позднее п/з получил теоретическую интерпретацию на основе моделей строения атома.

Контрольные вопросы

1.Что такое орбиталь? Физический смысл. Типы орбиталей.

2.Что такое энергетический электронный уровень и подуровень?