

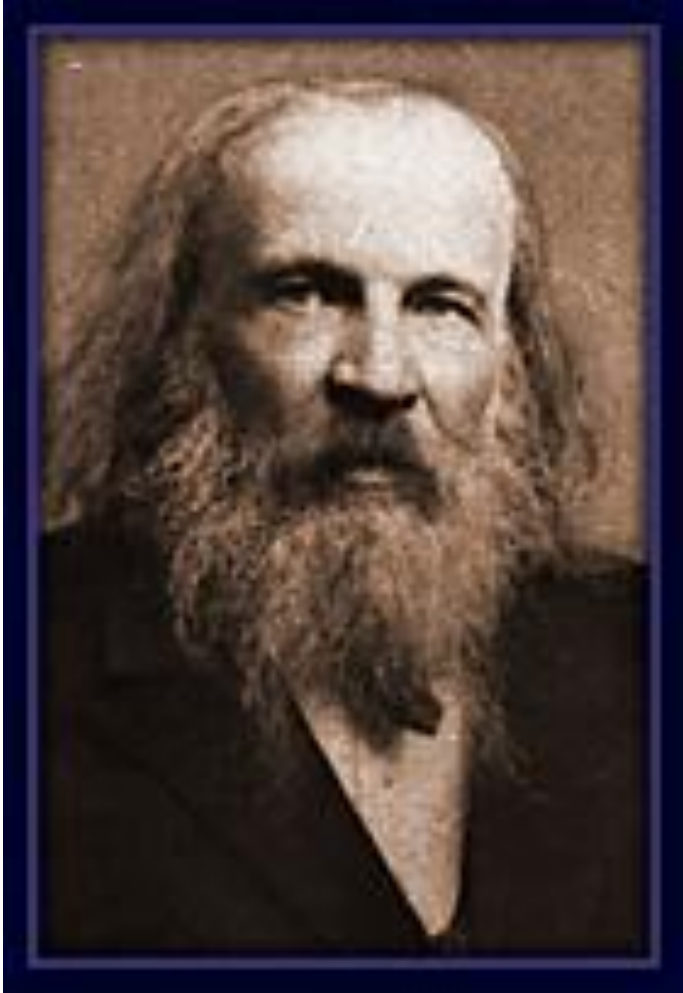
Периодический

закон химических элементов

Д.И. Менделеева

и периодическая система

Менделеев Дмитрий Иванович



Русский ученый-энциклопедист. Родился 27 января (8 февраля) 1834 в Тобольске. Менделеев был членом более 90 академий наук, научных обществ, университетов разных стран. Он является одним из основателей Русского химического общества (1868); неоднократно избирался его президентом (1883–1884, 1891, 1892, 1894). Имя ученого – менделевий – носит 101-й элемент в периодической таблице. В 1962 АН СССР учредила премию и Золотую медаль им. Менделеева за лучшие работы по химии и химической технологии, в 1964 имя Менделеева было занесено на доску почета Бриджпортского университета в США наряду с именами Эвклида, Архимеда, Коперника, Галилея, Ньютона, Лавуазье. Умер Менделеев в Петербурге 20 января (2 февраля) 1907.

Периодический закон и строение атома

- До открытия Д.И. Менделеева было сделано много попыток классификации и систематизации химических элементов: Дёберейнер, Петтенкофер, Дюма, Ленсен, Одлинг, Ньюлендс, Мейер и др.



Д.А. Ньюлендс



Д.В. Деберейнер

Историческая справка

В 1829 году немецкий ученый Д. В. Деберейнер, профессор химии, технологии и фармакологии университета Йены, попытался расположить элементы, группируя их в триады (тройки).

Например, он сгруппировал вместе:

Li, Na, K;

Ca, Sr, Ba;

P, As, S;

Cl, Br, I.

В 1865 году Д. А. Ньюлендс расположил элементы в порядке возрастания их атомной массы.

Периодический закон Д.И. Менделеева.

Открыт в 1869 г. великим русским ученым Д.М. Менделеевым.

В работе «Периодическая законность химических элементов» (1871 г.) Менделеев сформулировал периодический закон:

“Свойства элементов (а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел) стоят в периодической зависимости от атомного веса”.

Это определение немного ошибочно.

- Физический смысл порядкового номера в периодической системе определил **Мозли**.
- **Закон Мозли: корень из частоты рентгеновского спектра линейно зависит от порядкового номера элемента n .**
- $\sqrt{\nu} = a (n - b)$
- Такую же зависимость он получил, опираясь на теорию Бора и изучая зависимость ν от заряда ядра элементов z :
- $\sqrt{\nu} = a (z - b)$
- a и b – константы.
- Т.о., было найдено, что ***порядковый номер элемента численно равен заряду ядра.***

Современная формулировка периодического закона химических элементов:


- **Химические свойства элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов (или от атомного номера элементов).**

- **Периодическая система химических элементов** – это система, классификация химических элементов, основанная на периодическом законе.
- **Периодическая таблица** – это форма периодической системы химических элементов.

Периодическая система и периодическая таблица химических элементов

Периодическая система и периодическая таблица химических элементов

- **Длинная ПТ (32-х клеточная)** – все элементы каждого периода расположены в один ряд. Элементы поделены на три блока: А- s – элементы и р- элементы, В - d – элементы, С - f – элементы. Блоки А и В делятся на группы: IA, IIA, ...,VIII A; IB, IIB ...,VIII B.
- **Полудлинная ПТ (18-ти клеточная)** – элементы каждого периода расположены в один ряд, а лантаноиды и актиноиды помещены отдельно.
- **Короткая ПТ (восьми клеточная)** - в которой элементы больших периодов расположены в два ряда, а лантаноиды и актиноиды помещены отдельно.
В короткой ПТ s- и р – элементы образуют главные (А) подгруппы, а d – элементы – побочные (В) подгруппы.

Периодическая система элементов Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА (1869 год).											VII		VIII							
I	II	III	IV	V	VI	H	2	4,00	гелий	He										
1 H ^{1,00} водород																				
2 Li ^{6,34} литий	Be ^{9,01} бериллий	5 B ^{10,8} бор	6 C ^{12,0} углерод	7 N ^{14,0} азот	8 O ^{16,0} кислород	9 F ^{19,0} фтор	10 Ne ^{20,2} неон													
3 Na ^{23,0} натрий	Mg ^{24,0} магний	13 Al ^{27,0} алюминий	14 Si ^{28,1} кремний	15 P ^{31,0} фосфор	16 S ^{32,1} сера	17 Cl ^{35,5} хлор	18 Ar ^{40,0} аргон													
4 K ^{39,1} калий	Ca ^{40,1} кальций	Sc ^{45,0} скандий	Ti ^{48,0} титан	V ^{51,0} ванадий	Cr ^{52,0} хром	Mn ^{55,0} марганец	Fe ^{56,0} железо	Co ^{59,0} кобальт	Ni ^{59,0} никель											
29 Cu ^{64,0} медь	30 Zn ^{65,0} цинк	31 Ga ^{70,0} галлий	32 Ge ^{73,0} германий	33 As ^{75,0} мышьяк	34 Se ^{79,0} селен	35 Br ^{80,0} бром	36 Kr ^{84,0} криптон													
5 Rb ^{85,5} рубидий	Sr ^{88,0} стронций	Y ^{89,0} иттрий	Zr ^{91,2} цирконий	Nb ^{93,0} ниобий	Mo ^{96,0} молибден	Tc ⁹⁸ технеций	Ru ^{101,0} рутений	Rh ^{103,0} родий	Pd ^{106,4} палладий											
47 Ag ^{108,0} серебро	48 Cd ^{112,4} кадмий	49 In ^{115,0} индий	50 Sn ^{119,0} олово	51 Sb ^{122,0} сурьма	52 Te ^{128,0} теллур	53 I ^{127,0} йод	54 Xe ^{131,3} ксенон													
6 Cs ^{133,0} цезий	Ba ^{137,0} барий	La ^{138,8} лантан	Hf ^{178,5} гафний	Ta ^{181,0} тантал	W ^{184,0} вольфрам	Re ^{186,2} рений	Os ^{190,2} осмий	Ir ^{192,2} иридий	Pt ^{195,0} платина											
79 Au ^{197,0} золото	80 Hg ^{201,0} ртуть	81 Tl ^{204,4} таллий	82 Pb ^{207,2} свинец	83 Bi ^{209,0} висмут	84 Po ^[209] полоний	85 At ^[210] астат	86 Rn ^[222] радон													
7 Fr ^[223] франций	Ra ^[226] радий	Ac ^[227] актиний	Rf ^[261] резерфордий	Db ^[262] дубний	Sg ^[266] сигборгий	Bh ^[267] борий	Hs ^[269] хассий	Mt ^[268] мейтнерий	Ds ^[271] дармштадтий											
La ⁵⁷	Ce ⁵⁸	Pr ⁵⁹	Nd ⁶⁰	Pm ⁶¹	Sm ⁶²	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	Lu ⁷¹						
Ac ⁸⁹	Th ⁹⁰	Pa ⁹¹	U ⁹²	Np ⁹³	Pu ⁹⁴	Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶	Bk ⁹⁷	Cf ⁹⁸	Es ⁹⁹	Fm ¹⁰⁰	Md ¹⁰¹	No ¹⁰²	Lr ¹⁰³						

Связь электронной конфигурации атома элемента с положением в ПС

- **Порядковый номер элемента** соответствует заряду ядра атома и общему числу электронов.
- **Номер периода** показывает главное квантовое число внешних электронов (или **число электронных уровней**).
- **Номер группы** показывает число валентных электронов в атоме. А также – высшую степень окисления элемента.

Периоды (горизонтальные ряды) пронумерованы - от 1 до 7. Номер периода соответствует числу электронных слоев в атомах элементов, принадлежащих к данному периоду. Каждый период начинается с очень активного металла и заканчивается неметаллом - благородным газом.

Металлические свойства постепенно ослабевают, а неметаллические - усиливаются.

Периоды (горизонтальные ряды)

В короткой периодической системе все элементы составляют 7 периодов.

Первый период включает 2 элемента - водород и гелий.

Второй и третий – по 8 элементов.

С калия до криптона и с рубидия до ксенона четвертый и пятый периоды включают в себя уже 18 элементов.

Шестой период содержит 32 элемента.

Седьмой период не закончен.

Три первых периода называются малыми, остальные - большими.

- **Группы** (колонки) обозначаются римскими цифрами - от I до VIII.
- Каждая группа делится на две **подгруппы**: главную (А) и побочную (Б).
- Названия групп происходят от названий первых элементов в колонках - например, группа бериллия, группа бора. Исключение составляет первая группа, которая называется группа лития, хотя начинается с водорода. Водород был помещен в первую группу, т. к. он имеет один валентный электрон, хотя его свойства сильно отличаются от свойств других элементов первой группы.

В таблице 8 главных и 8 побочных подгрупп: всего 16. Элементы семейства лантаноидов и актиноидов (по 14 в каждом) вынесены в виде отдельных строк за пределы основной таблицы. Это происходит потому, что элементы этих семейств имеют большое сходство химических свойств.

6	Cs ⁵⁵ 133,0 цезий	Ba ⁵⁶ 137,0 барий	La ⁵⁷⁻⁷¹ 138,8 лантан	Hf ⁷² 178,5 гафний	Ta ⁷³ 181,0 тантал	W ⁷⁴ 184,0 вольфрам	Re ⁷⁵ 186,2 рений	Os ⁷⁶ 190,2 осмий	Ir ⁷⁷ 192,2 иридий	Pt ⁷⁸ 195,0 платина					
	Au ⁷⁹ 197,0 золото	Hg ⁸⁰ 207,0 ртуть	Tl ⁸¹ 204,4 таллий	Pb ⁸² 207,2 свинец	Bi ⁸³ 209,0 висмут	Po ⁸⁴ [209] полоний	At ⁸⁵ [210] астат	Rn ⁸⁶ [222] радон							
7	Fr ⁸⁷ [223] франций	Ra ⁸⁸ [226] радий	Ac ⁸⁹⁻¹⁰³ [227] актиний	Rf ¹⁰⁴ [261] резерфордий	Db ¹⁰⁵ [262] дубний	Sg ¹⁰⁶ [266] сиборгий	Bh ¹⁰⁷ [267] борий	Hs ¹⁰⁸ [269] хассий	Mt ¹⁰⁹ [268] мейтнерий	Ds ¹¹⁰ [271] дармштадтиум					
La ⁵⁷		Ce ⁵⁸	Pr ⁵⁹	Nd ⁶⁰	Pm ⁶¹	Sm ⁶²	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	Lu ⁷¹
Ac ⁸⁹	Th ⁹⁰	Pa ⁹¹	U ⁹²	Np ⁹³	Pu ⁹⁴	Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶	Bk ⁹⁷	Cf ⁹⁸	Es ⁹⁹	Fm ¹⁰⁰	Md ¹⁰¹	No ¹⁰²	Lr ¹⁰³	

Особенности современной периодической системы

элементов

- Благородные газы рассматриваются как VIII A группа. Но только ксенон проявляет степень окисления +8 в оксиде - XeO_4 . Радон, криптон и гелий не образуют подобных соединений
- Водород можно поместить в главную подгруппу первой группы: как s – элемент, он аналог щелочных металлов. Но в гидридах водород проявляет степень окисления -1 (например, в NaH), и это даёт основание поместить водород в главную подгруппу VII группы (как аналог галогенов).

Основные особенности изменения свойств элементов по периодам

- Элементы главных подгрупп различаются числом внешних электронов (s и p) и сильно отличаются по свойствам.
- Элементы побочных подгрупп (d – элементы) различаются числом внутренних $(n-1)$ d – электронов и отличаются по свойствам гораздо меньше.
- Элементы, различающиеся числом глубоко лежащих $(n-2)$ f – электронов (f –элементы) также мало отличаются по свойствам.

Периодически меняющиеся свойства атомов

Потенциал ионизации (энергия ионизации)

Сродство к электрону

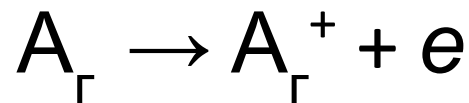
Атомные и ионные радиусы

Электроотрицательность

Периодически меняющиеся свойства атомов

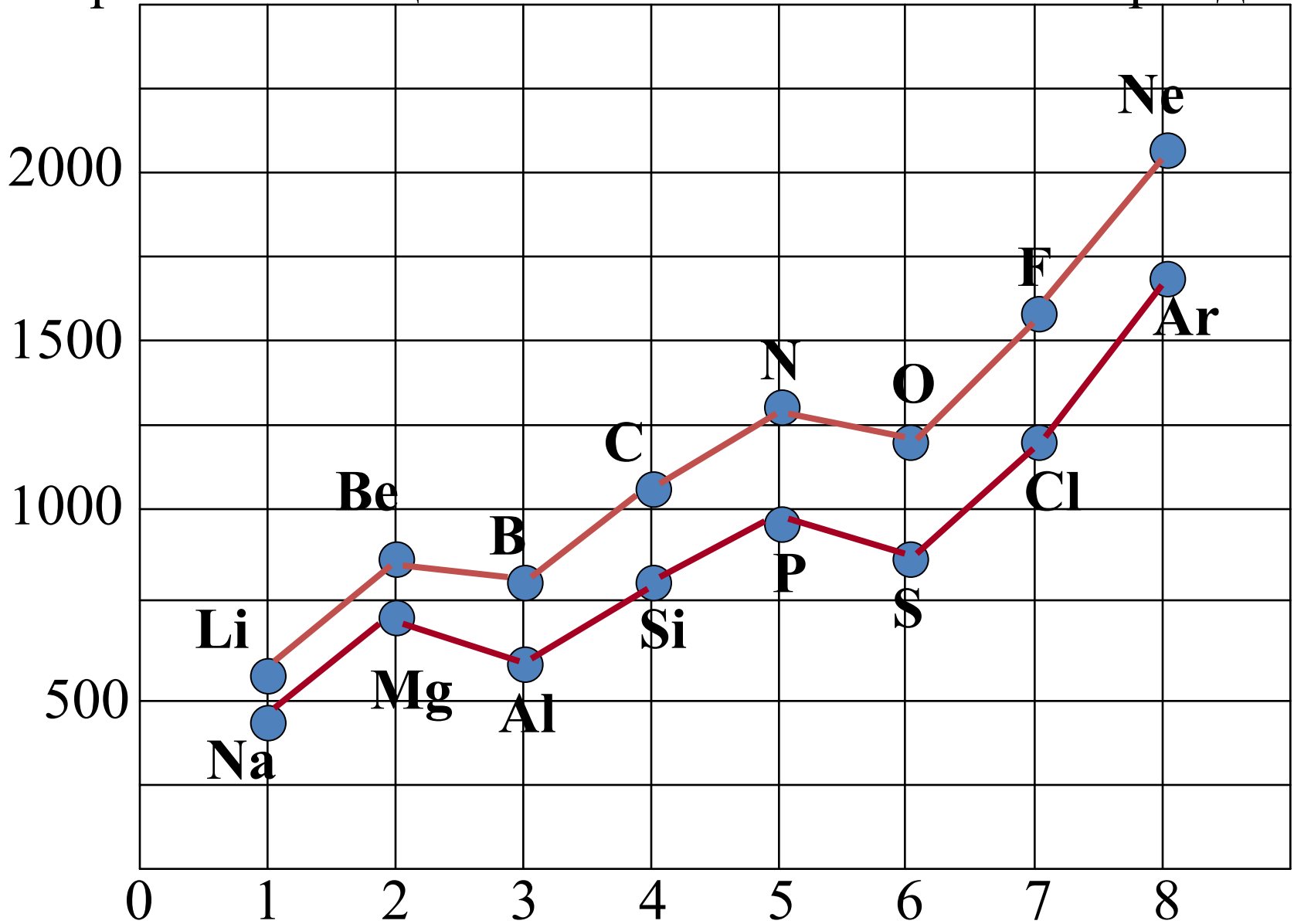
- **Потенциал ионизации**

- **Энергия ионизации** – энергия, которую необходимо затратить, чтобы удалить из атома электрон.



Γ – газовое состояние. выражают в электрон-вольтах (эВ). Эта энергия всегда положительная. Её часто называют **потенциалом ионизации I**.

Энергии ионизации элементов II-го и III-го периодов



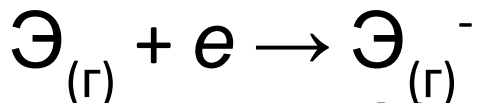
Потенциал ионизации

- По периоду первый **ПИ** увеличивается, что объясняется увеличением заряда ядра. Однако он изменяется не монотонно.
- $I(\text{Be}) > I(\text{B})$ - из атома Be электрон удаляется с глубоко лежащего s – подуровня, в атоме бора – с внешнего p - подуровня.
- $I(\text{N}) > I(\text{O})$ - в атоме кислорода в отличие от атома азота имеется спаренный электрон, а это не выгодно (по правилу Гунда).
- В главных подгруппах **ПИ** с ростом заряда ядра **уменьшается**. Это обусловлено увеличением расстояния внешних электронов до ядра атома.

- Ионизация переходных d – и f – элементов существенно отличается. Сначала удаляются внешние s – электроны. А оставшийся s – электрон переходит на d –орбиталь.
- ПИ атомов d – и f – элементов в подгруппах изменяются в меньшей степени.

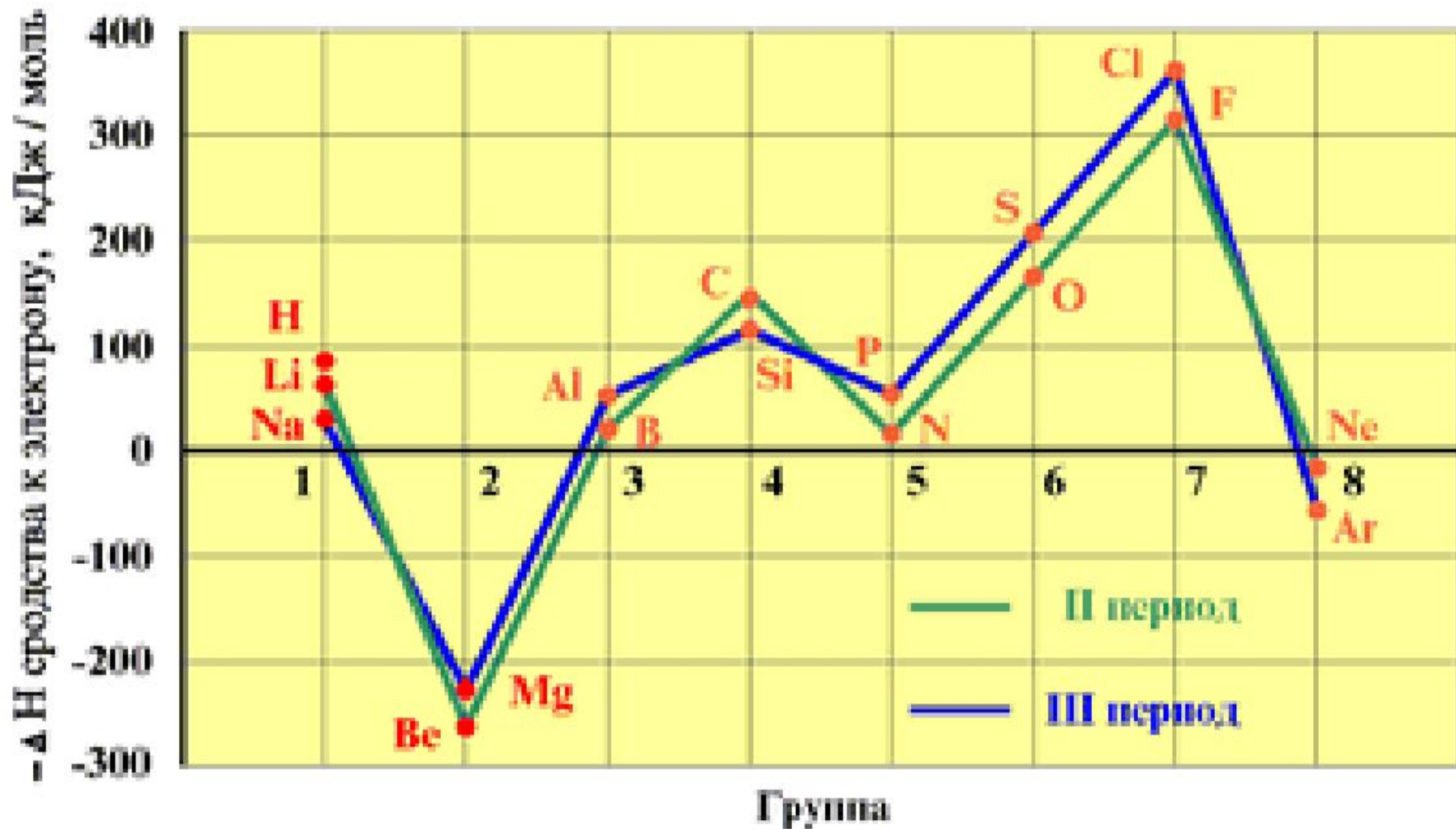
Сродство к электрону

- **Сродство к электрону (F)** – энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к свободному атому. При этом образуется отрицательно заряженный ион:



- *В периодах СЭ растёт.* Наибольшим СЭ обладают атомы галогенов. Так, для элементов второго периода: для атома лития $F = 0,60$ эВ, а для атома фтора $F = 3,45$ эВ. Это объясняется устойчивостью полностью заполненного подуровня. *В подгруппах СЭ – падает.*

Сродство к электрону атомов элементов 2-го и 3-го периодов



Атомный радиус

- **Атомный радиус** – условный радиус атома, вычисленный из длин связи этого атома с другими атомами в веществе.
- **Длина связи** – расстояние между ядрами связанных атомов.
- Атомный радиус тем меньше, чем сильнее внешний электрон притягивается к ядру.
- **В периодах атомный радиус уменьшается.**
- У d – элементов (в подгруппах) атомный радиус изменяется незначительно, а в ряду f – элементов - уменьшается. Это объясняется **лантаноидным и актиноидным сжатием** – слабым экранированием d - и f – электронов атомного ядра.
- **В главных подгруппах атомный радиус растёт** с увеличением заряда ядра.

Электроотрицательность

- **Электроотрицательность (ЭО) атома** - способность атома в молекуле притягивать электроны, связывающие его с другими атомами (понятие ввёл **Полинг** в 1932 г).

Шкала **Малликена**

- За меру электроотрицательности (χ_A) атома (А) взята средняя величина энергии ионизации и сродства к электрону:
- $\chi_A = \frac{1}{2} (I_A + F_A)$.
- Чем больше χ_A , тем труднее оторвать электрон от атома.
- Для атома водорода: $\chi = \frac{1}{2} (13,6 + 0,7) = 7,15$ эВ,
- а для атома хлора: $\chi = \frac{1}{2} (13,0 + 3,7) = 8,35$ эВ.
- Т.о., атом хлора более электроотрицателен и оттягивает на себя общую электронную пару в молекуле хлороводорода.

Шкала Полинга

$$\chi_{\text{Li}} = \frac{1}{2} (500 + 60) = 280 \text{ кДж/моль}$$

$$\chi_{\text{F}} = \frac{1}{2} (1700 + 310) = 1005 \text{ кДж/моль}$$

По Полингу χ_{Li} условно принята за 1, тогда $\chi_{\text{F}} = 1005 / 280 = 3,6$. Т.о. получается безразмерная величина - **относительная электроотрицательность (ОЭО)**.

ОЭО элементов по Л. Полингу

Группа								
Пе- риод	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	(H)						H 2,1	He
2	Li 1,0	Be 1,6	B 2,1	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 3,6	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,5	Xe

уменьшение

увеличение

Ряд ЭО

- Si Sb At B Ge Te As H P I Se C S Br Cl N O
F
- Подчёркнуты знаки тех элементов, которые имеют очень близкие значения ЭО (практически одинаковые).
- ЭО этих 19 элементов ряда изменяется от 1,9 до 3.6 (4) (у фтора).
- Для остальных элементов ЭО изменяется от 0,8 (у щелочных металлов) до 1,7-1,8. Эти элементы являются электроположительными.