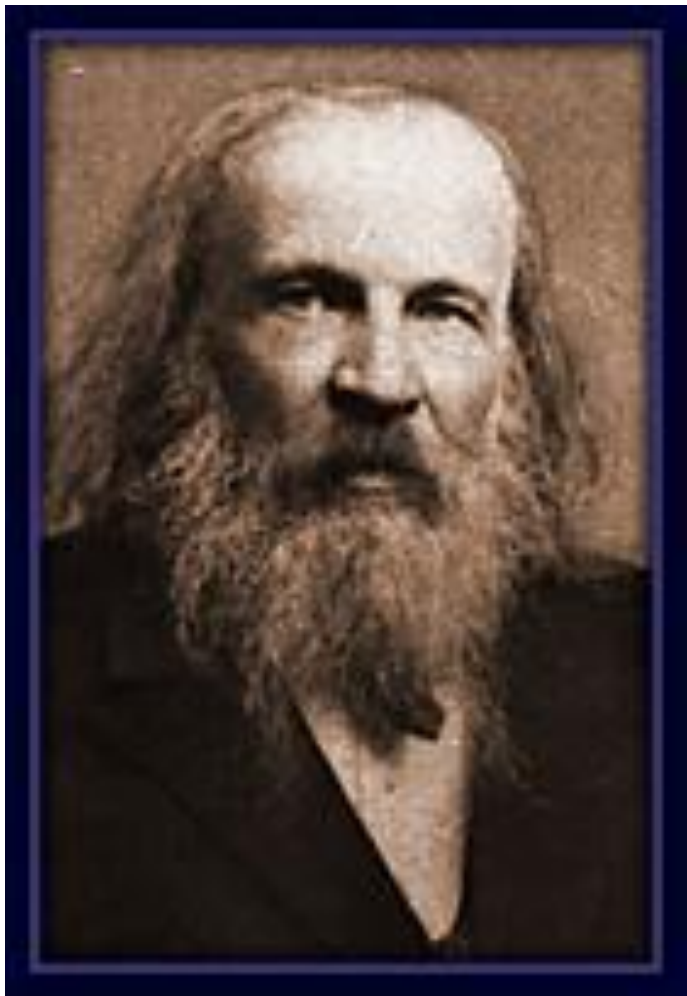


Периодический
закон химических элементов
Д.И. Менделеева
и периодическая система

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 .**
- $\sqrt{\nu} = a (n - b)$
- Таковую 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.

I		Периодическая система элементов Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА (1869 год).						VII		VIII																			
1								H		2 He																			
водород										4,00 гелий																			
2		II		III		IV		V		VI			3 F		10 Ne														
литий		Be 4		5 B		6 C		7 N		8 O			9 фтор		10,20,2 неон														
3		Mg 12		13 Al		14 Si		15 P		16 S			17 Cl		18 Ar														
натрий		магний		алюминий		кремний		фосфор		сера			хлор		аргон														
4		K 19		Ca 20		Sc 21		Ti 22		V 23			Cr 24		Mn 25		Fe 26		Co 27		Ni 28								
калий		кальций		скандий		титан		ванадий		хром			марганец		железо		кобальт		никель										
29 Cu		30 Zn		31 Ga		32 Ge		33 As		34 Se			35 Br		36 Kr														
медь		цинк		галлий		германий		мышьяк		селен			бром		криптон														
5		Rb 37		Sr 38		Y 39		Zr 40		Nb 41			Mo 42		Tc 43		Ru 44		Rh 45		Pd 46								
рубидий		стронций		иттрий		цирконий		ниобий		молибден		технеций		рутений		родий		палладий											
47 Ag		48 Cd		49 In		50 Sn		51 Sb		52 Te		53 I		54 Xe															
серебро		кадмий		индий		олово		сурьма		теллур		йод		ксенон															
6		Cs 55		Ba 56		La 57-71		Hf 72		Ta 73		W 74		Re 75		Os 76		Ir 77		Pt 78									
цезий		барий		лантан		гафний		тантал		вольфрам		рений		осмий		иридий		платина											
79 Au		80 Hg		81 Tl		82 Pb		83 Bi		84 Po		85 At		86 Rn															
золото		ртуть		таллий		свинец		висмут		полоний		астат		радон															
7		Fr 87		Ra 88		Ac 89-103		Rf 104		Db 105		Sg 106		Bh 107		Hs 108		Mt 109		Ds 110									
франций		радий		актиний		резерфордий		дубний		сиборгий		борий		хассий		мейтнерий		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] 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										

Особенности современной периодической системы элементов

- Благородные газы рассматриваются как VIII А 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

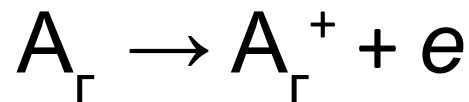
Атомные и ионные радиусы

Электроотрицательность

Периодически меняющиеся свойства атомов

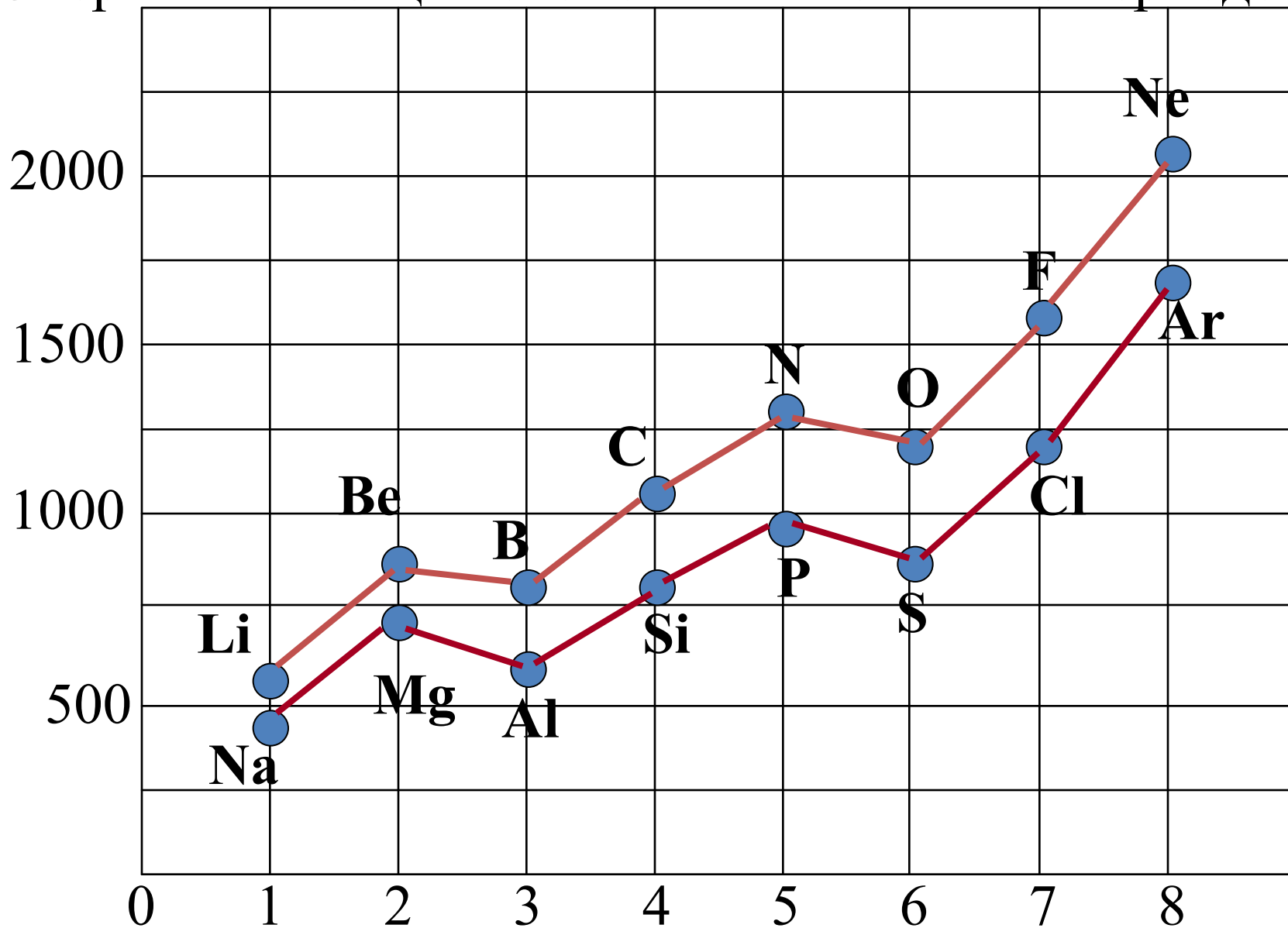
- **Потенциал ионизации**

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



г – 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



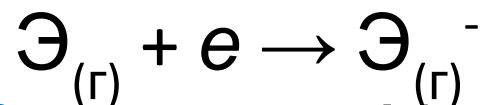
Потенциал ионизации

- 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.

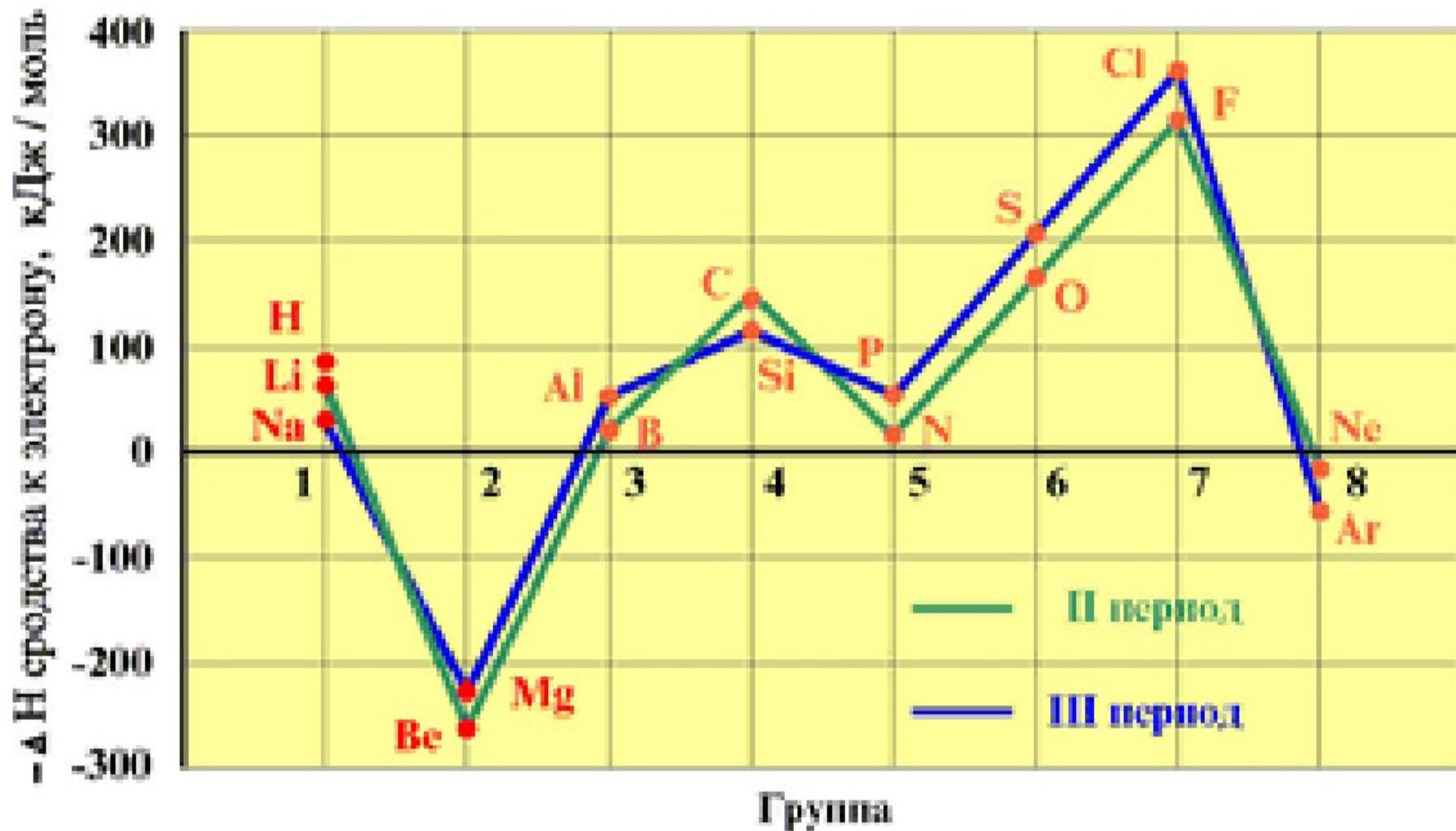
Сродство к электрону

- **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: $\chi = \frac{1}{2} (13,6 + 0,7) = 7,15 \text{ эВ}$,
- а для атома хлора: $\chi = \frac{1}{2} (13,0 + 3,7) = 8,35 \text{ эВ}$.
- 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.