

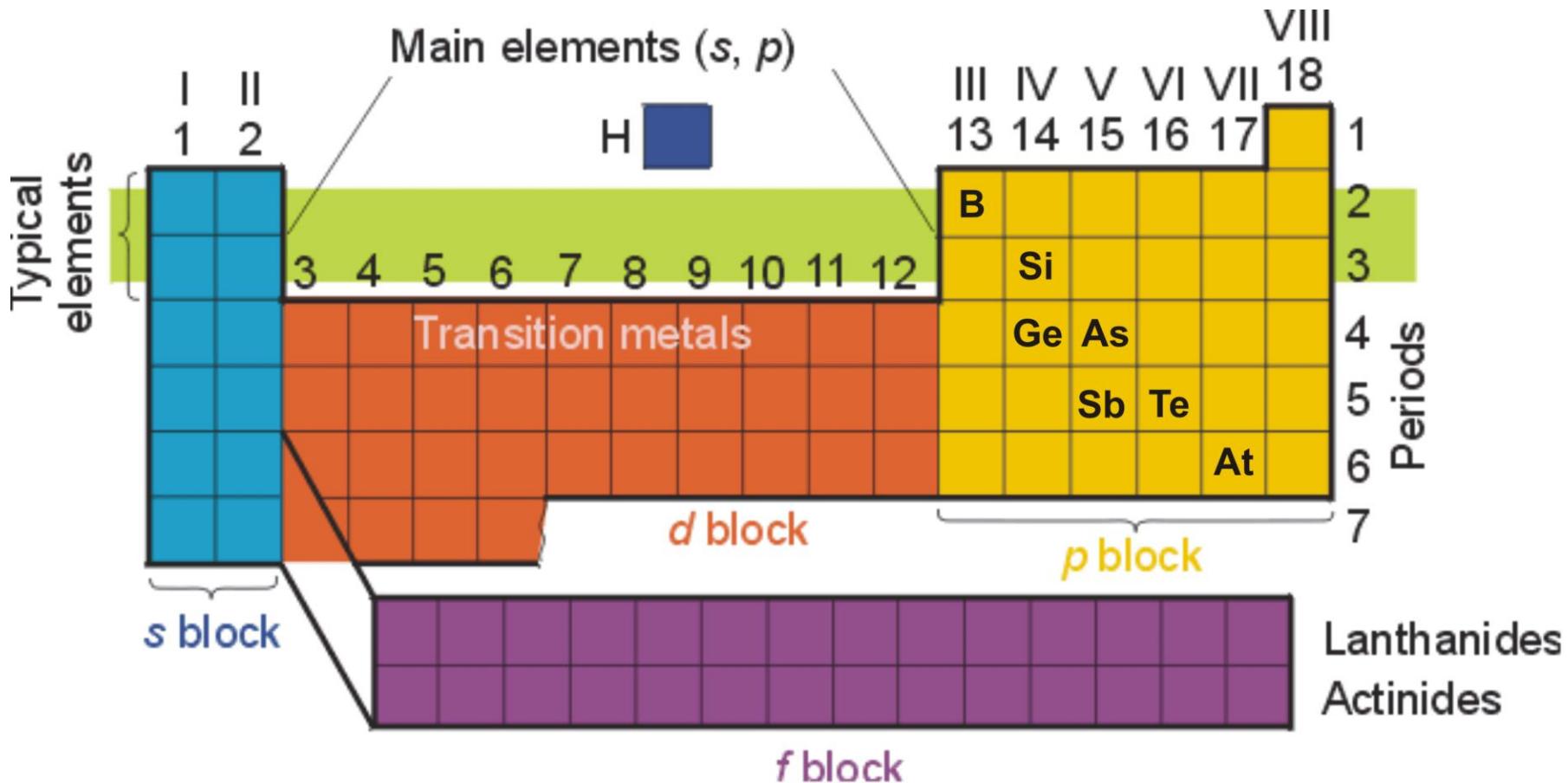


---

# Обзор непереходных элементов. Неметаллы

Неорганическая химия, 1 курс, 2025/2026

# Структура Периодической системы



# Элементы-неметаллы в ПС

1	2	3–12	13	14	15	16	17	18
H							(H)	He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	d-block	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

# Элементы-неметаллы

1    2              13    14    15    16    17    18

H				(H)	He
Li	Be			F	Ne
Na	Mg			Cl	Ar
K	Ca			Br	Kr
Rb	Sr	d-block	Ge	As	Se
Cs	Ba		In	Sn	Sb
Fr	Ra		Tl	Pb	Bi
				Po	At
					Rn

Всего **25** элементов-неметаллов, из них **3** радиоактивны

1. Число валентных  $e^-$ :  $n = N - 10$
2. Электроотрицательность увеличивается слева направо и снизу вверх
3. Основные положительные степени окисления  $n, n-2$
4. Основная отрицательная степень окисления  $-(8-n)$

# Основные характеристики неметаллов

1. Молекулярные, сплоистые или цепочечные структуры с малыми к.ч.
2. Плохо проводят электричество,  $d\sigma/dT > 0$
3. Обладают малой эластичностью и большой хрупкостью
4. Имеют высокие значения электроотрицательности, большие потенциалы ионизации
5. Легко образуют анионы, реагируя с металлами
6. Не выделяют водород из кислот
7. Образуют ковалентные оксиды, обычно с кислотными свойствами
8. Образуют молекулярные фториды
9. Образуют молекулярные гидриды, обладающие восстановительными свойствами

# Нетипичные свойства неметаллов

- Графит – двумерный проводник металлического типа
- Кремний и германий имеют низкую для неметалла электроотрицательность,  $\chi^{A-R} \approx 1.8$
- Бор демонстрирует высокие координационные числа (5, 6)
- Полоний – вырожденный полупроводник

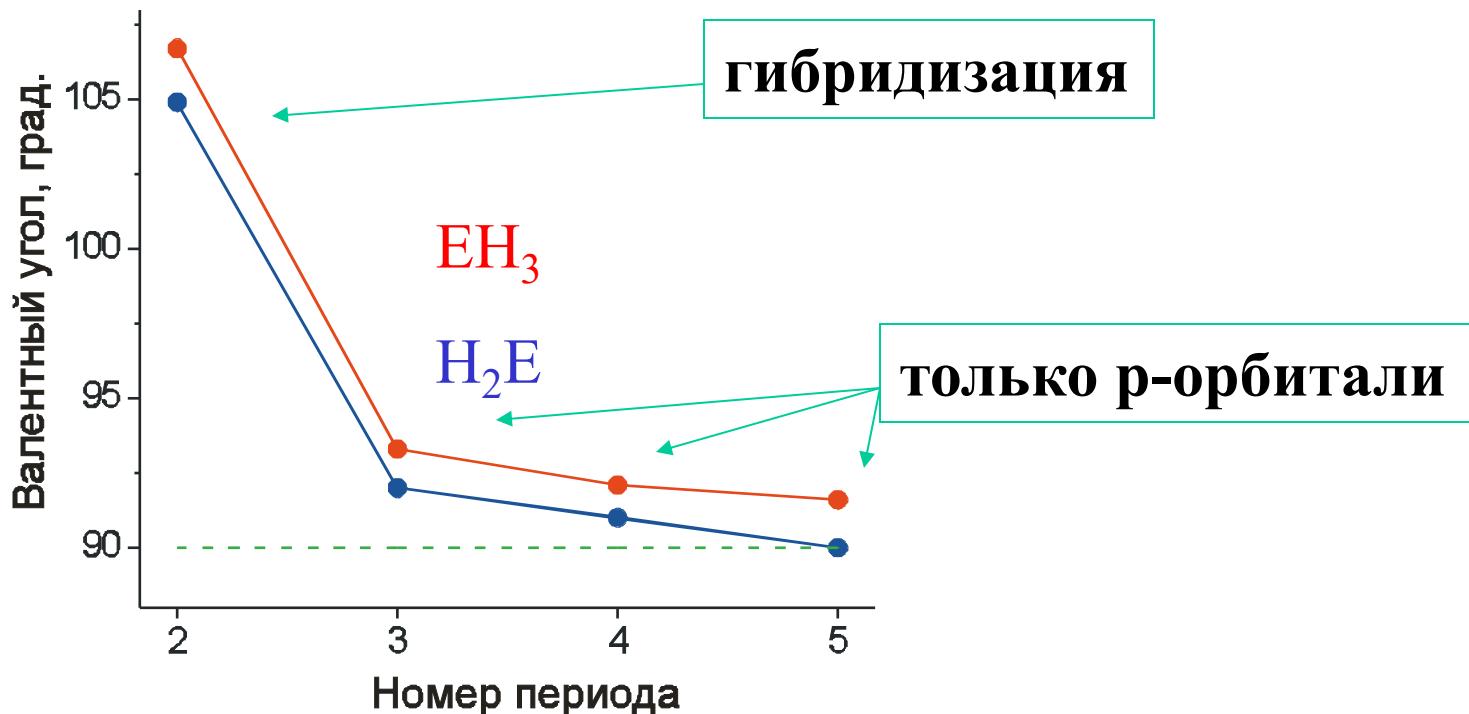
1    2                          13    14    15    16    17    18

H					(H)	He		
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	d-block	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

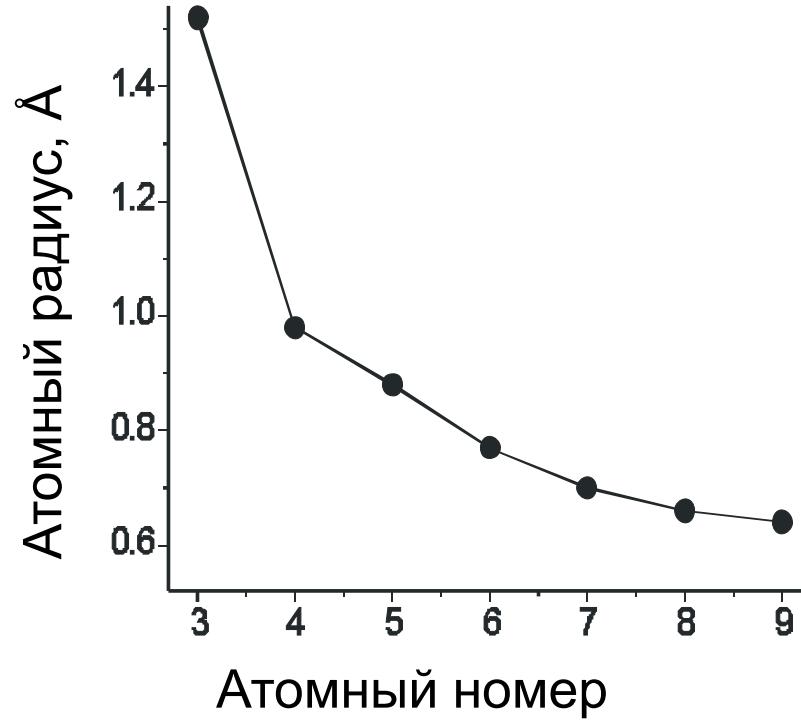
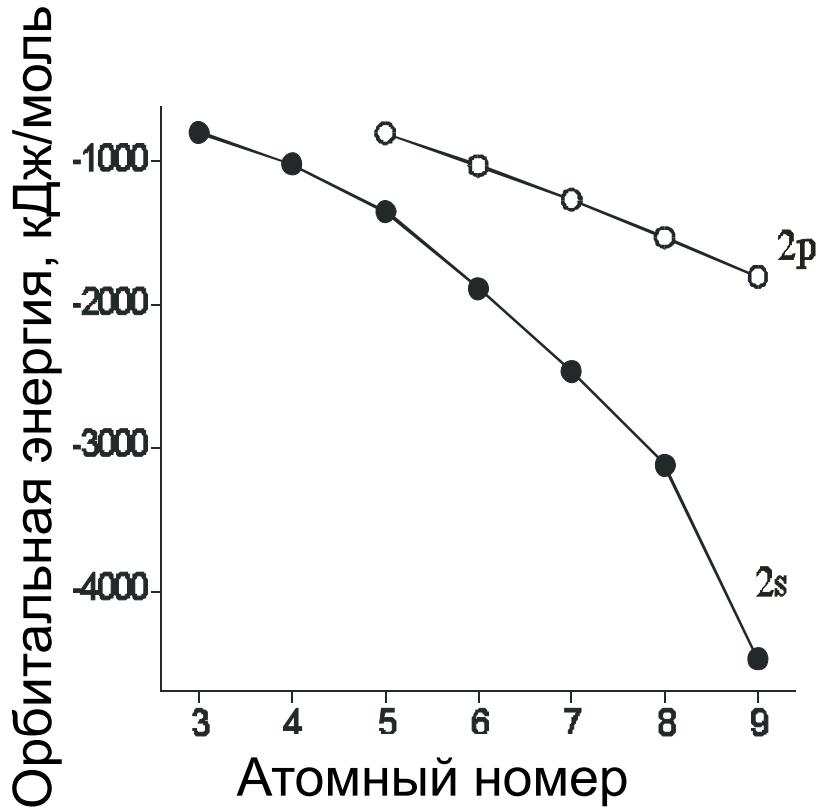
# Особенности 2го периода

Только у атомов элементов 2го периода осты состоят из 1s-оболочки. Как следствие, валентные **2s** и **2p** орбитали находятся в одной и той же области пространства –

- смешивание орбиталей реально!



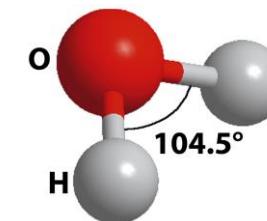
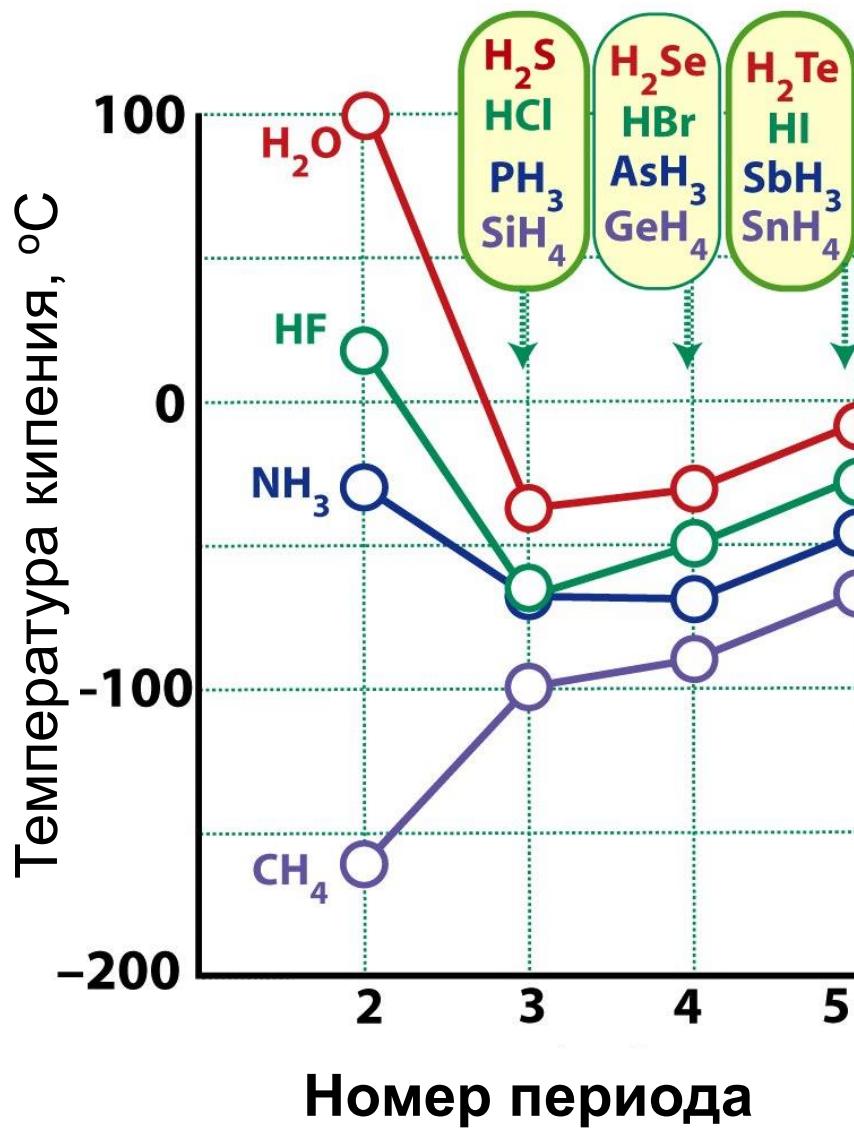
# Орбитальные радиус и энергия



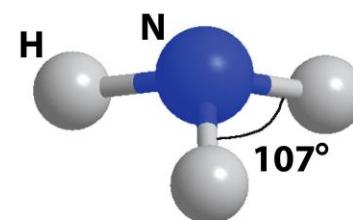
Только для элементов 2-го периода:

малый радиус + высокая электроотрицательность

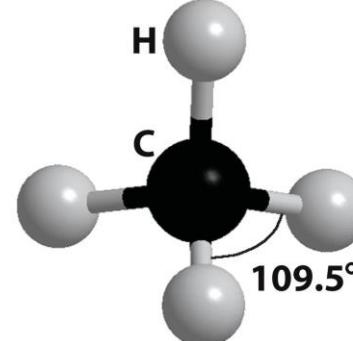
# Водородная связь



вода  $\text{H}_2\text{O}$



аммиак  $\text{NH}_3$



метан  $\text{CH}_4$

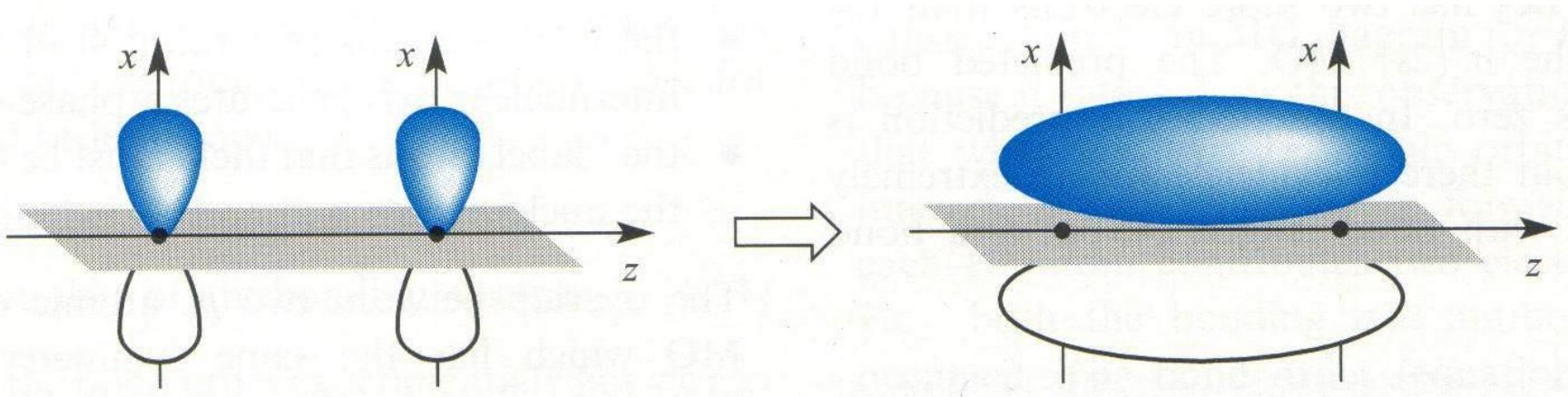
Figure 9-4

Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

Structure 9-5  
Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition  
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

# Особенности $\pi$ -взаимодействия

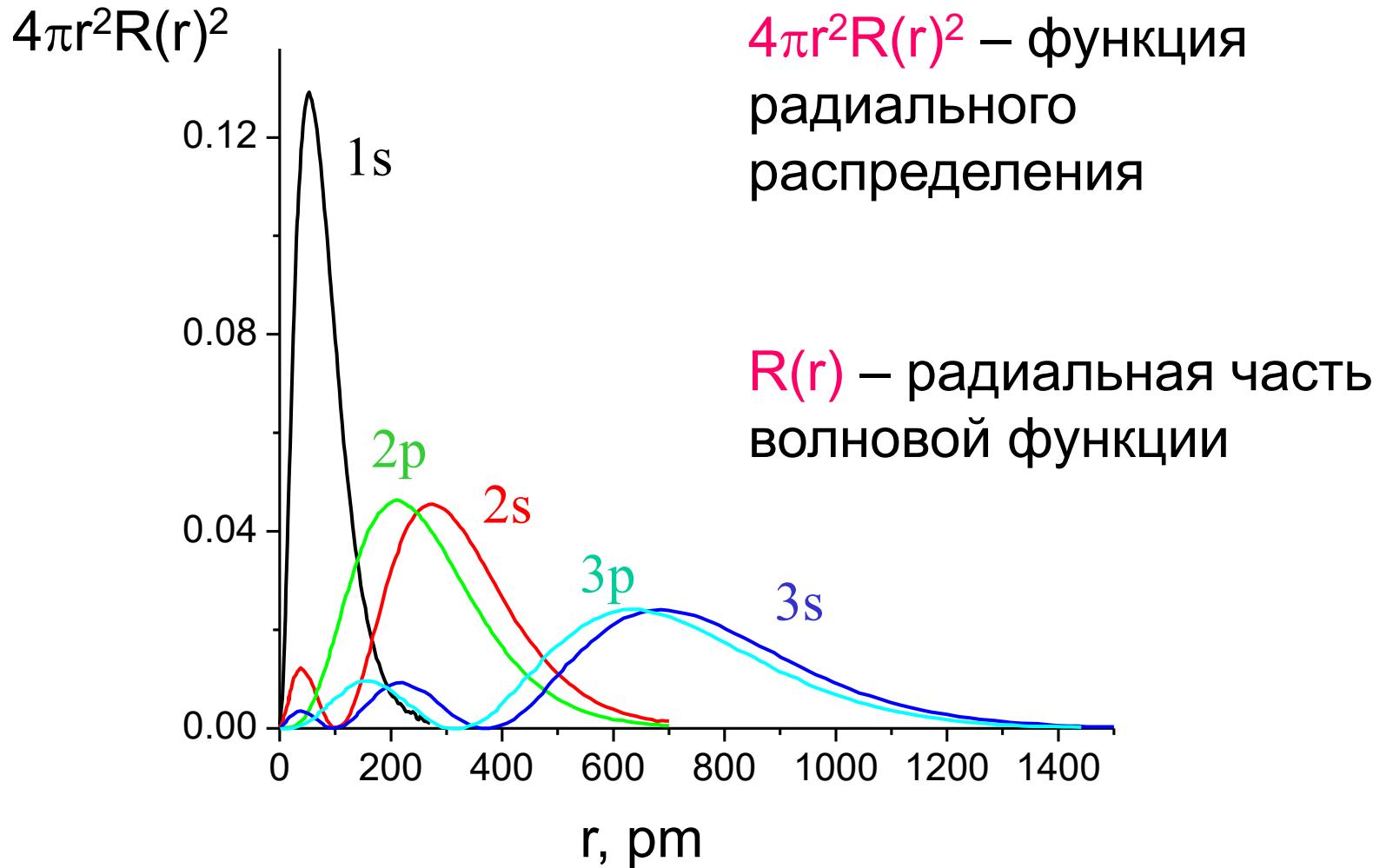


Для образования прочной  $\pi$ -связи необходимы: сильное сближение атомов и большая электроотрицательность атомов

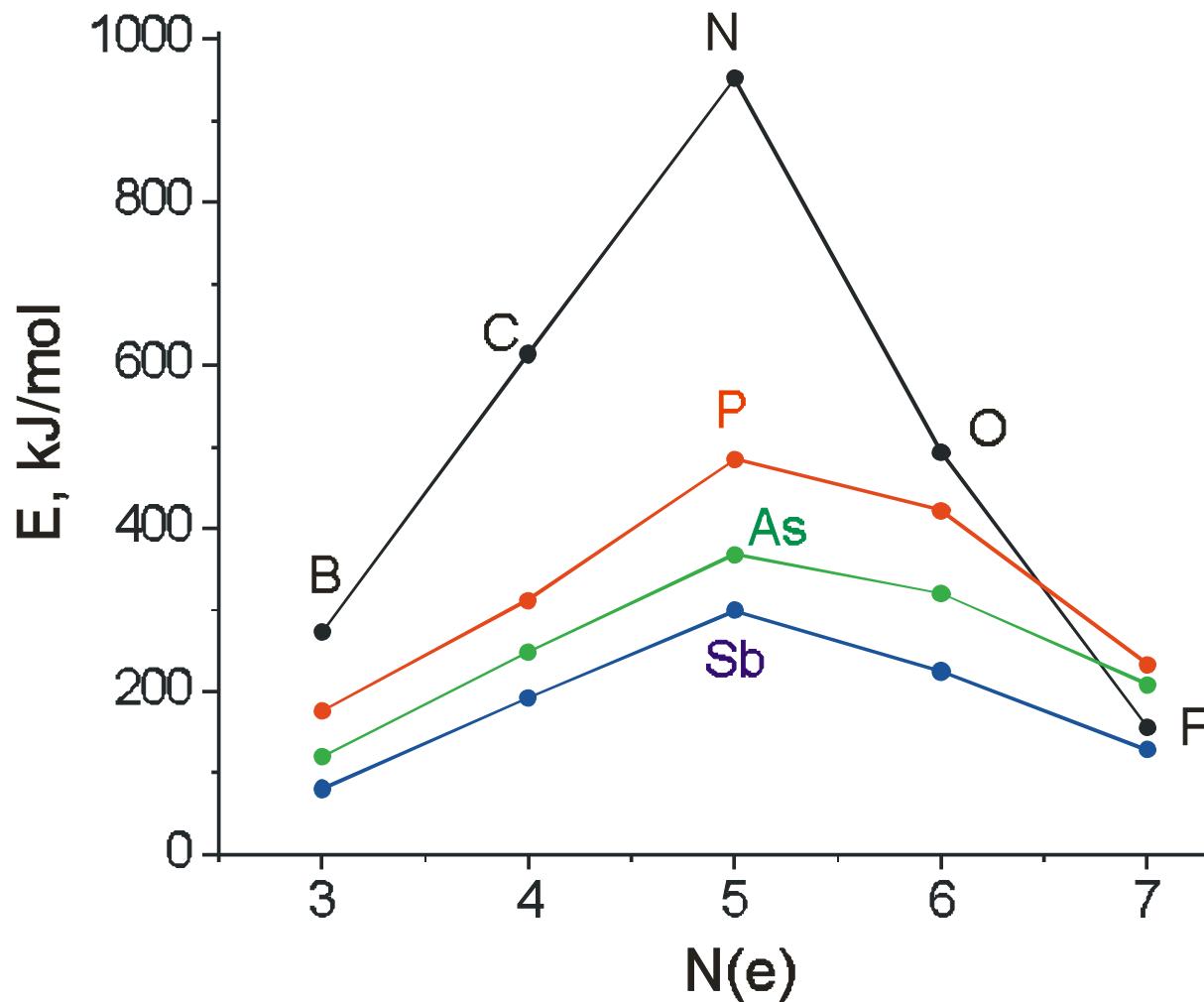
Для элементов 3-го периода препятствием служит отталкивание заполненных оболочек [Ne]

Для элементов 2-го периода такого препятствия нет – 1s<sup>2</sup> внутренний слой ([He]) очень компактен.

# Протяженность орбиталей



# Энергия связи $X_2$



# Относительная прочность $\pi$ -связи

Элементы 2го периода:

двуатомные молекулы  
 $N_2$  и  $O_2$  с кратной связью



$$E(N_2) - 3E(N-N) = 476 \text{ кДж}$$

$$E(O_2) - 2E(O-O) = 209 \text{ кДж}$$



Предпочтение кратной  
связи

Элементы 3го периода:

тетраэдрическая молекула  $P_4$   
циклическая молекула  $S_8$



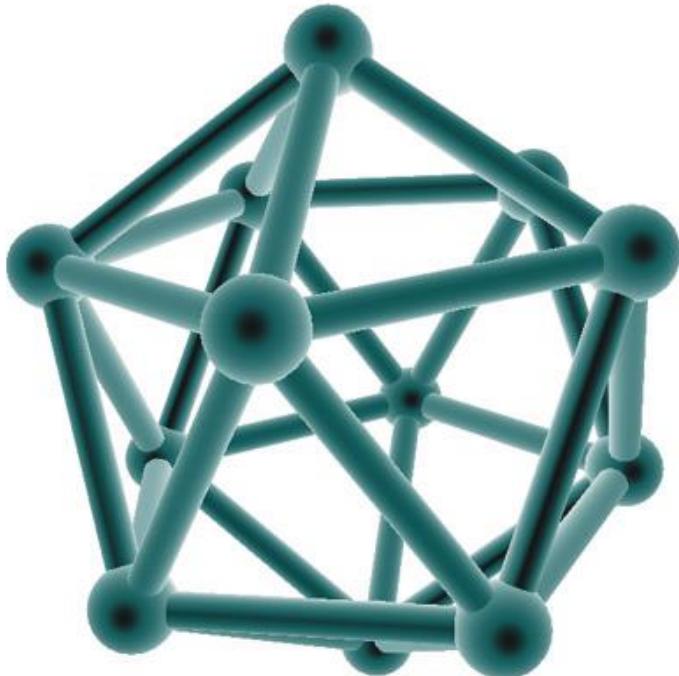
$$2E(P_2) - E(P_4) = -259 \text{ кДж}$$

$$4E(S_2) - E(S_8) = -418 \text{ кДж}$$



Предпочтение  
катенации

# Особенности бора



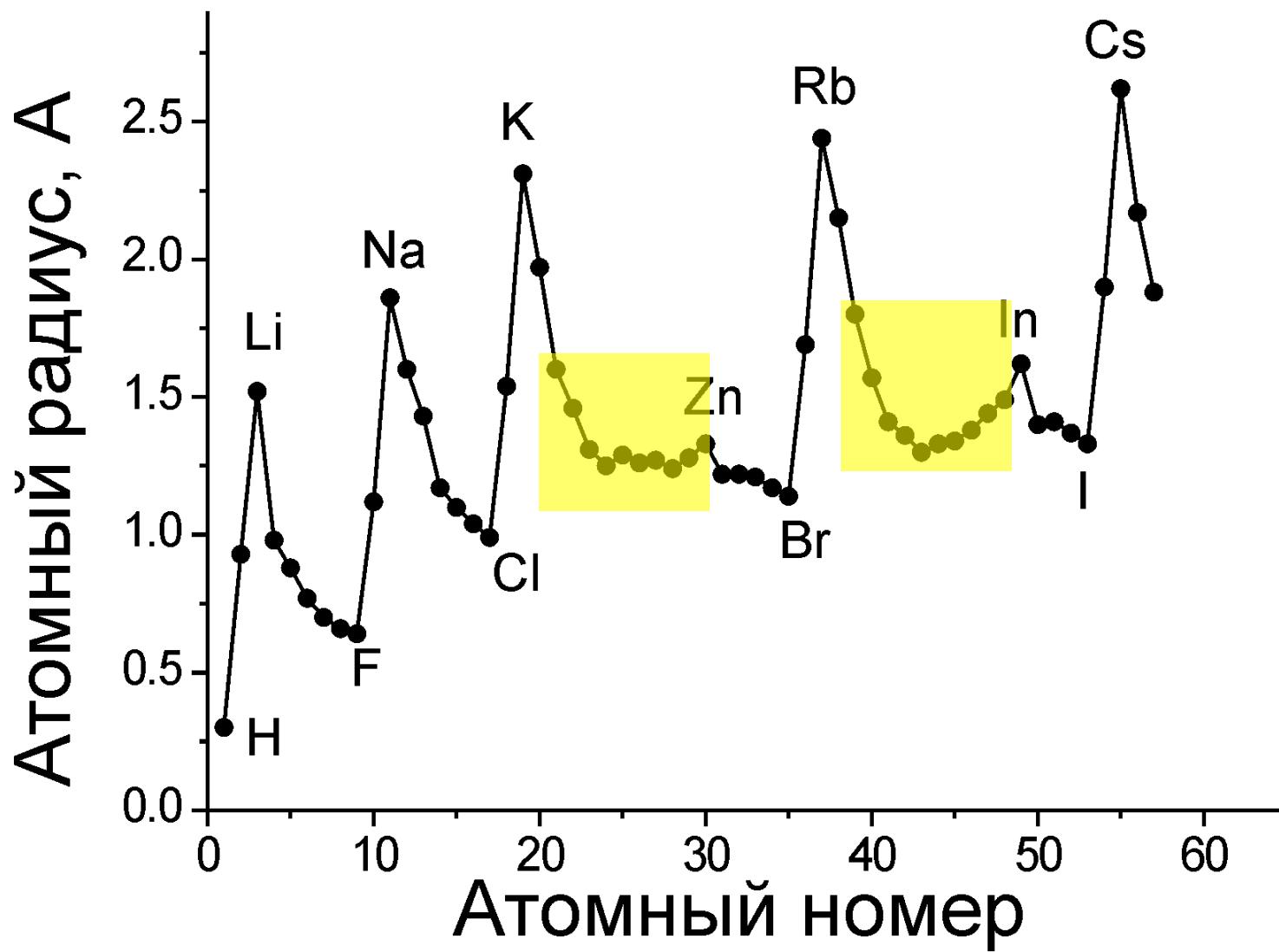
$d(B-B) = 147 \text{ pm}$   
к.ч. = 5 + ...

1. Относительно большой радиус
2. Число валентных электронов меньше числа валентных орбиталей
3. Малая разница энергии 2s и 2p орбиталей

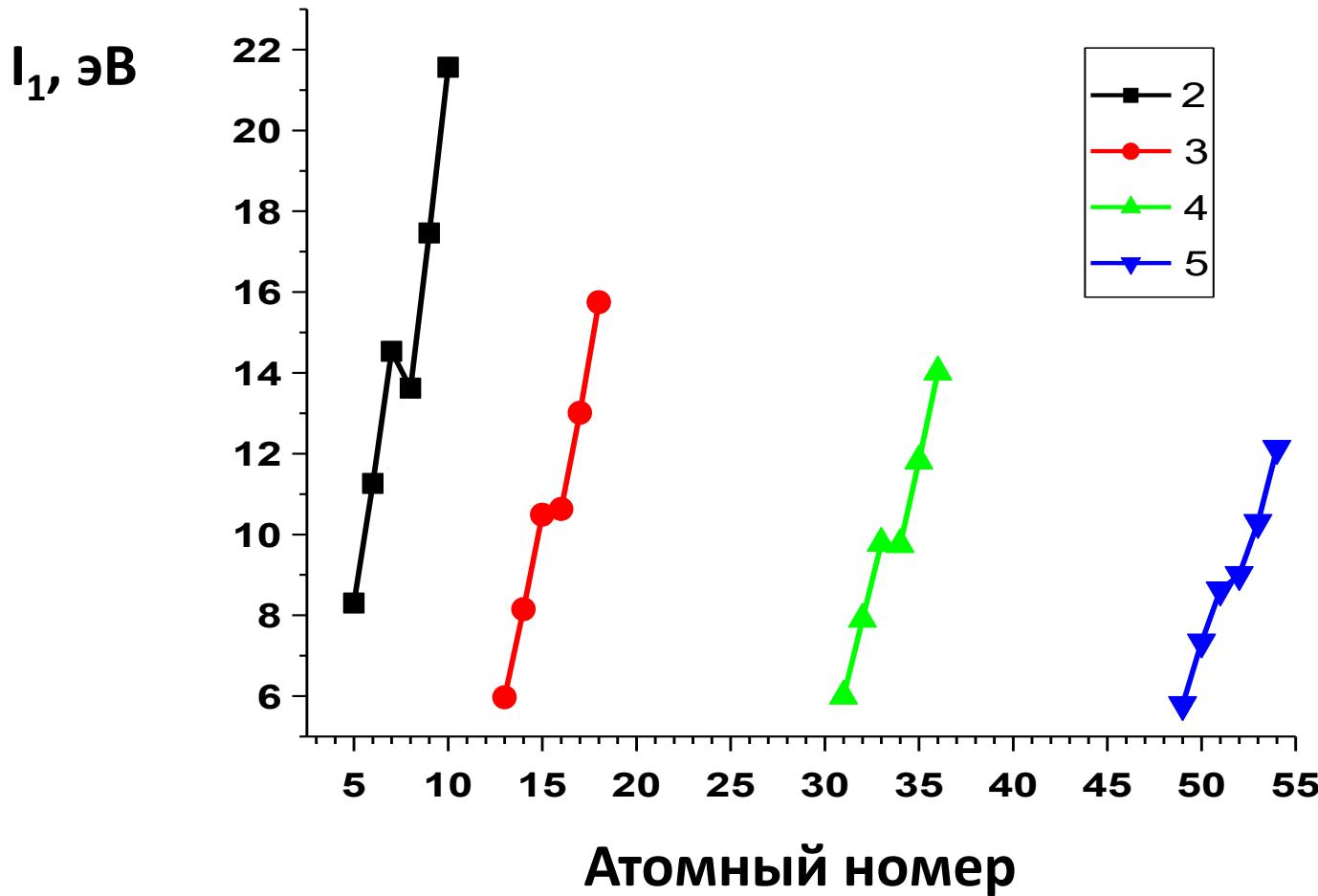


**Образование  
электронодефицитных  
молекул**

# Атомные радиусы



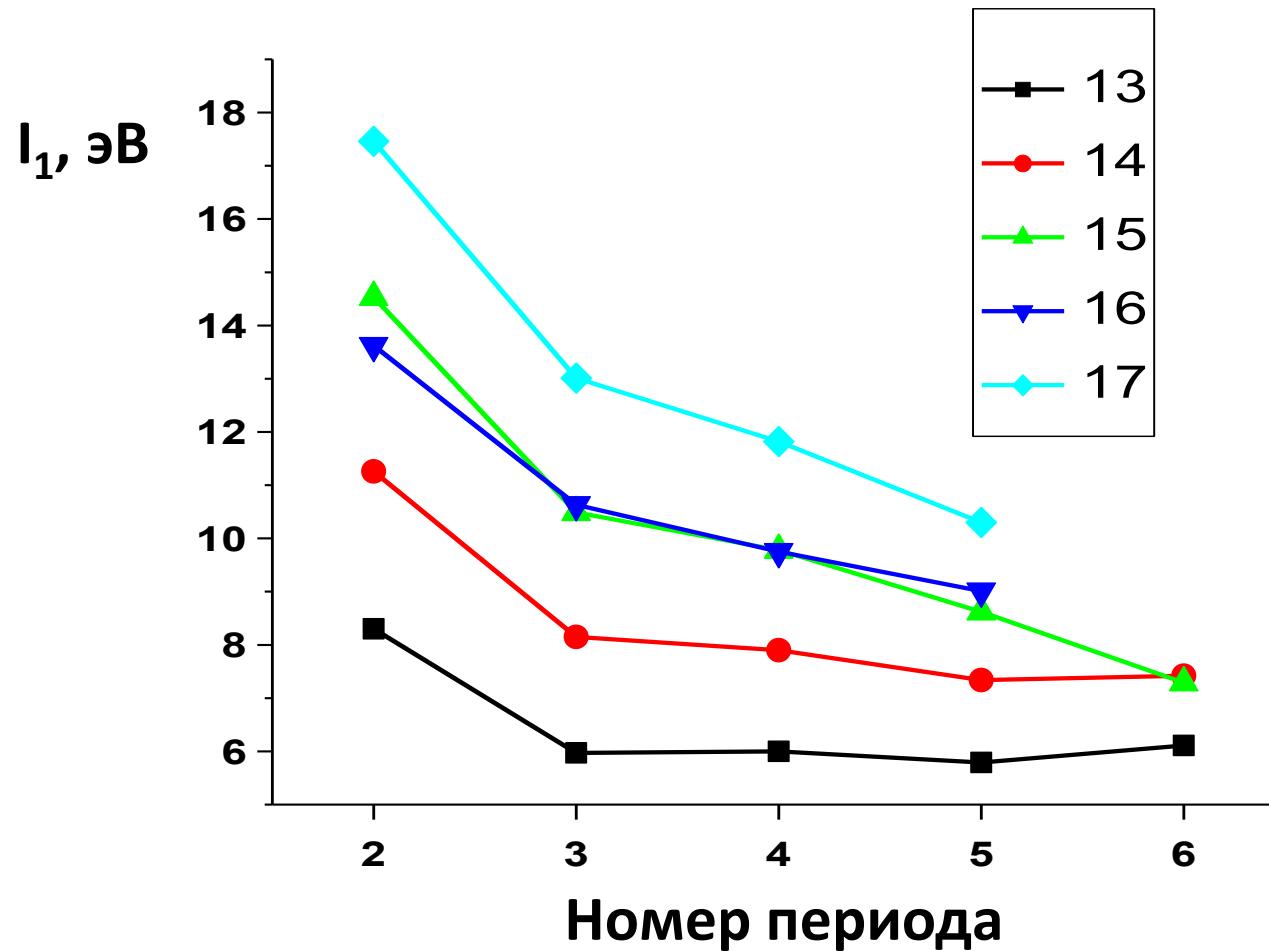
# 1й потенциал ионизации



N: [He]2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>

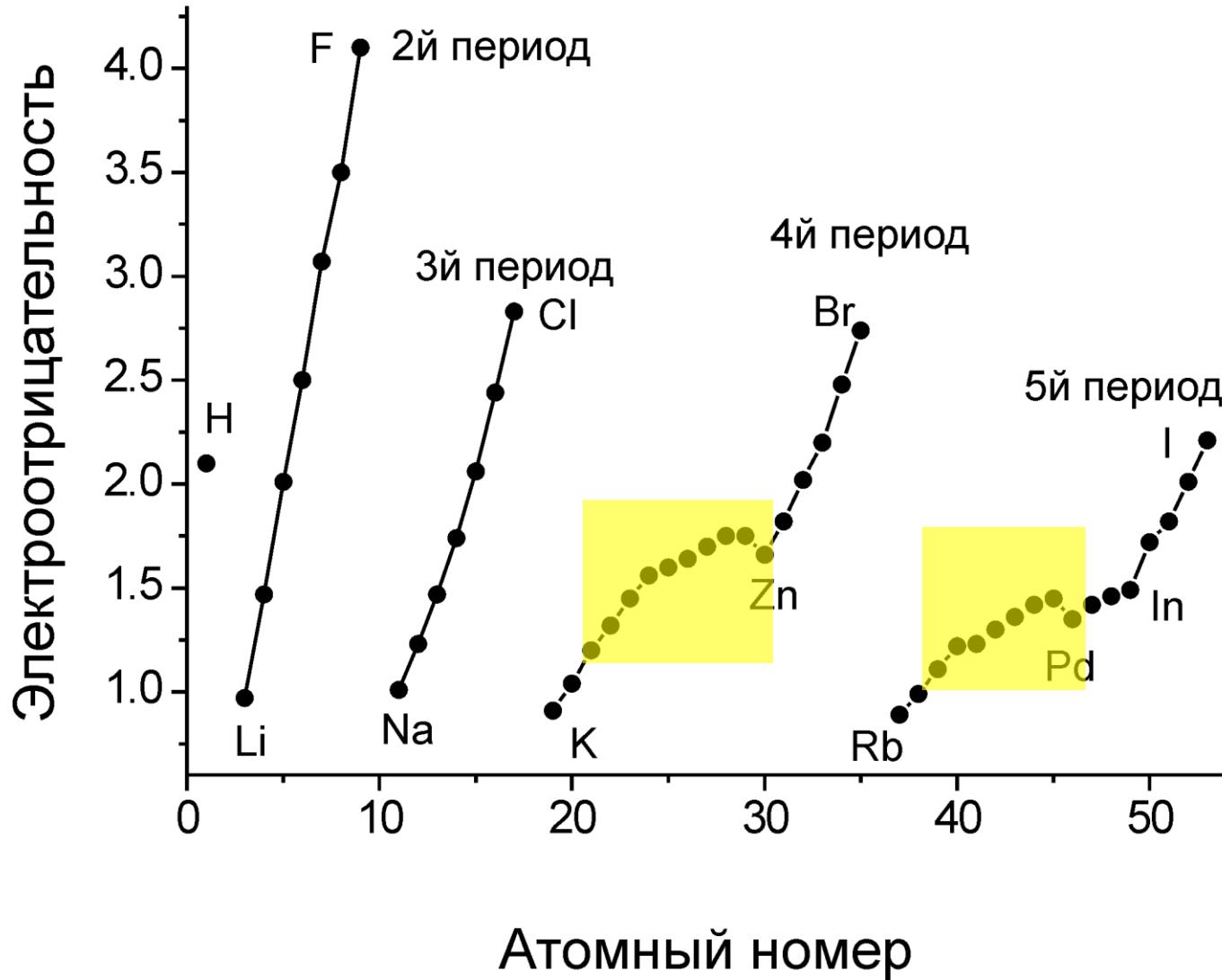
O: [He]2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>

# 1й потенциал ионизации

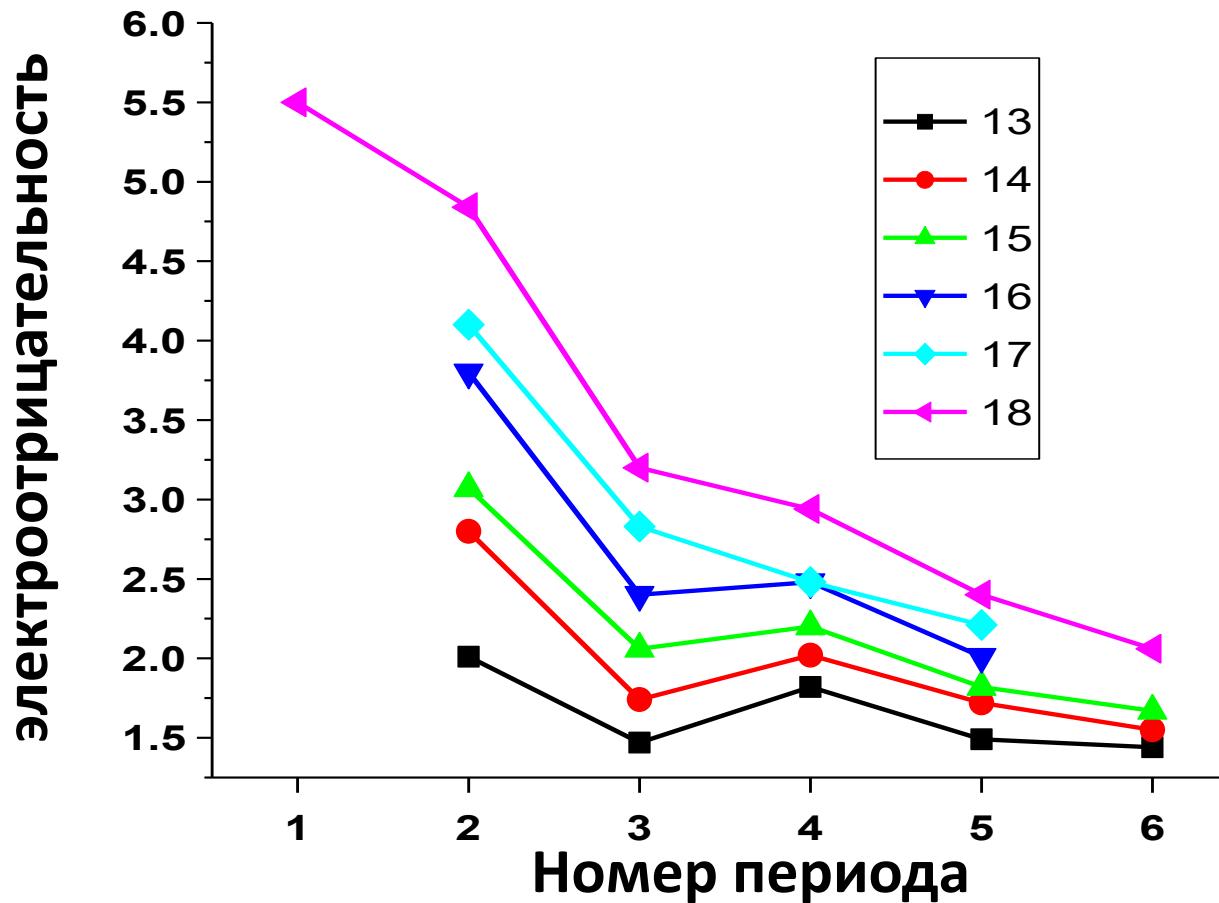


Учет электронной конфигурации ( $3d^{10}, 4f^{14}$ )

# Электроотрицательность

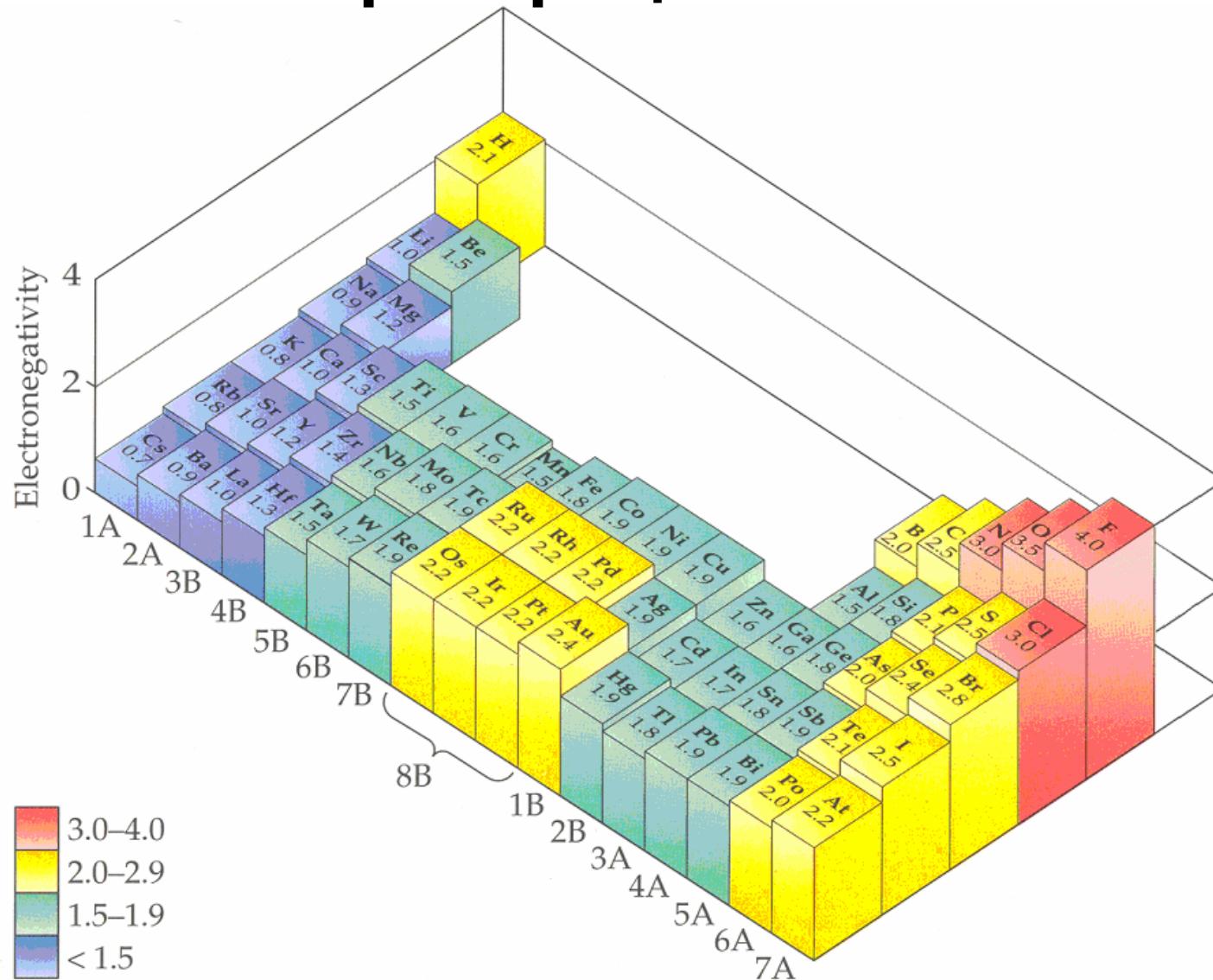


# Электроотрицательность

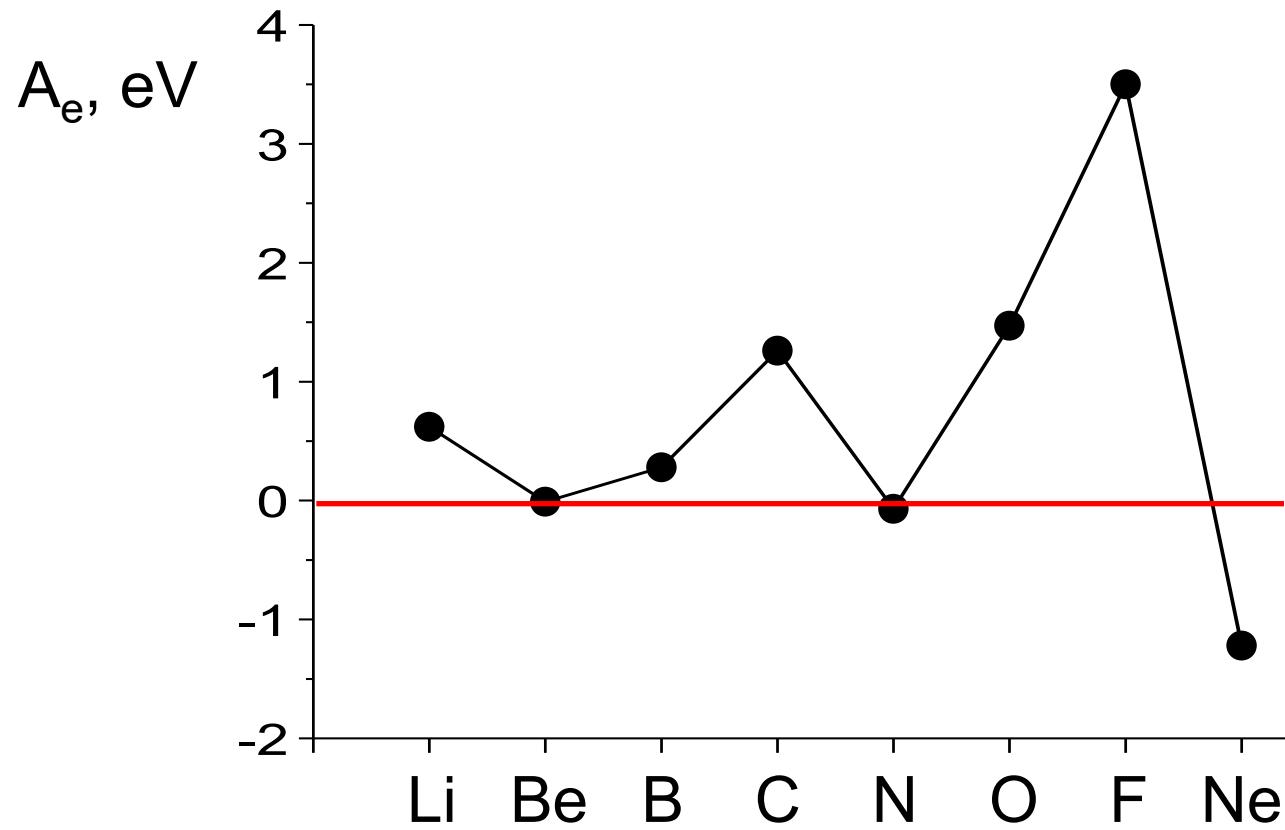


Учет электронной конфигурации ( $3d^{10}, 4f^{14}$ )

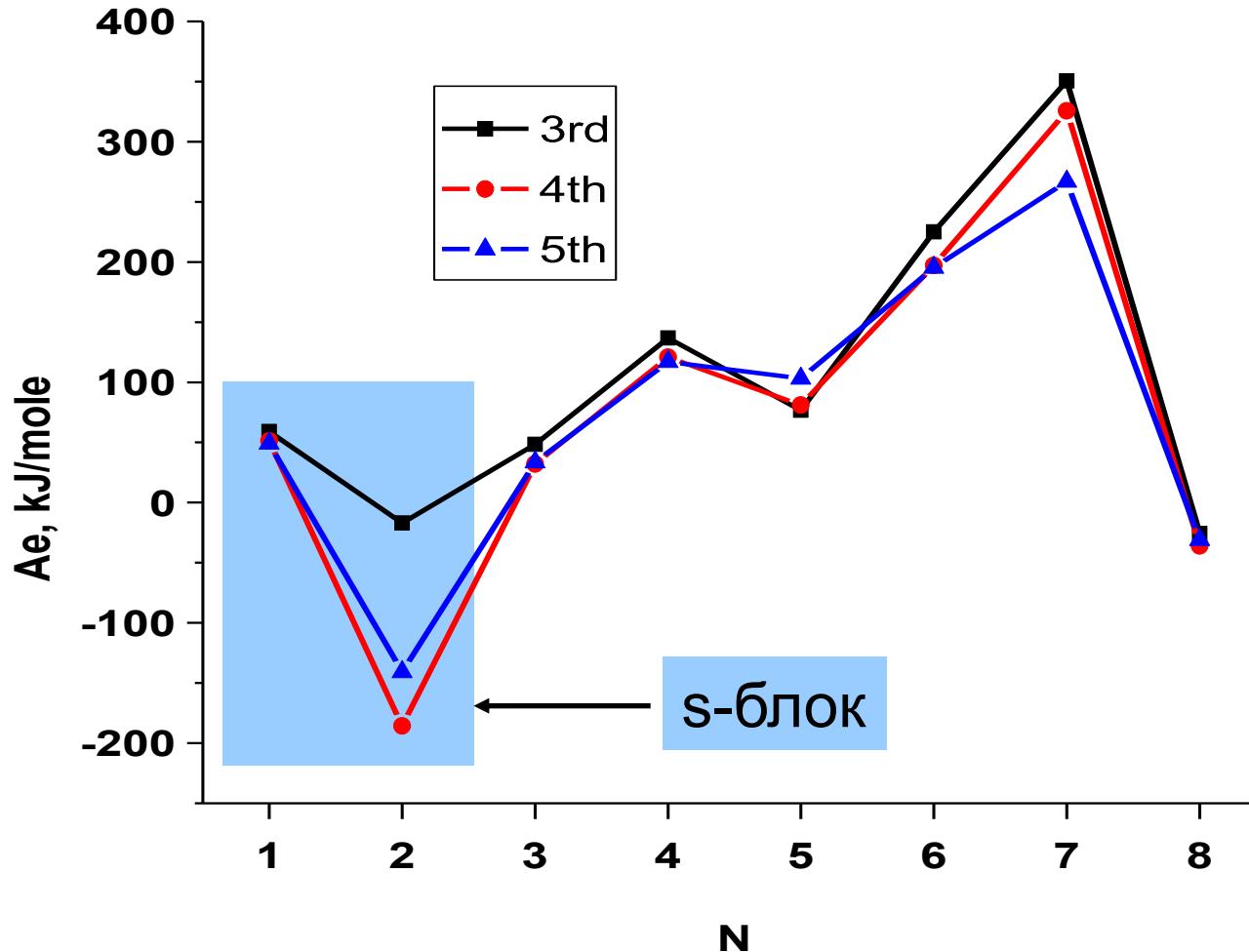
# Электроотрицательность



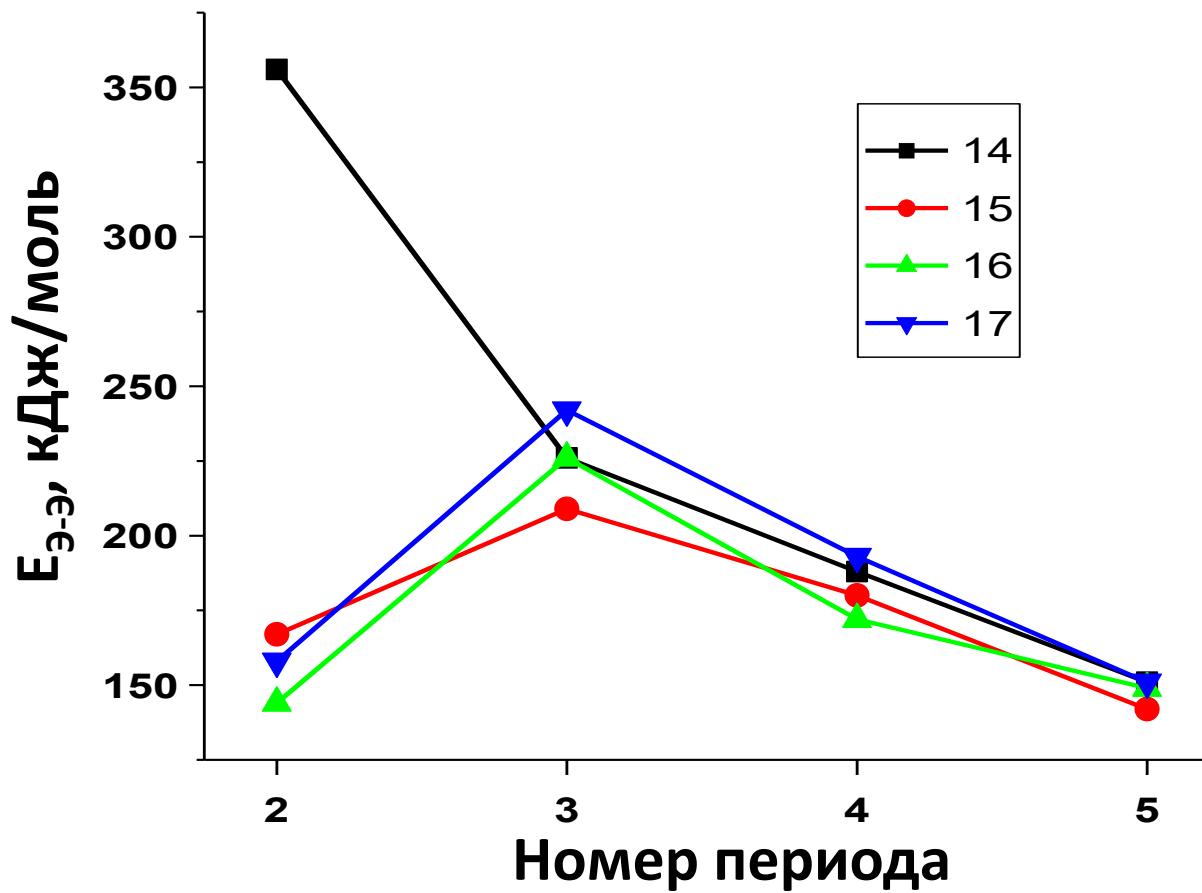
# Сродство к электрону



# Сродство к электрону

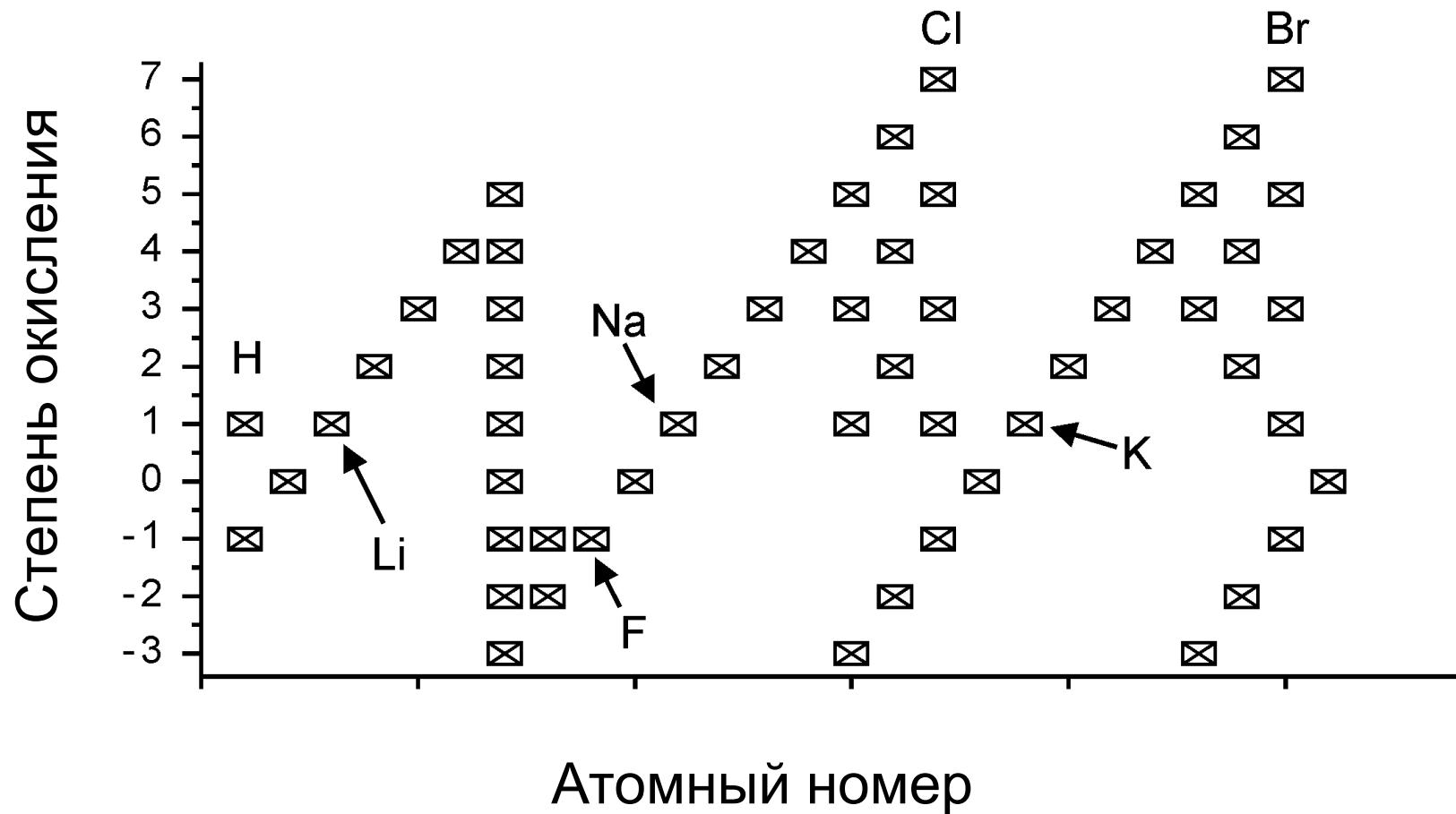


# Катенация



- Для 2-го периода – кратная связь, для прочих – катенация
- Углерод – исключение из-за  $e^-$ -конфигурации
- В 3-м периоде катенация наиболее выгодна

# Степени окисления



# Стабильные степени окисления

13      14      15      16      17      18

B	C	N	O	F	He
Al	Si +1,+3	P +1,+3	S +4	Cl +1,+5	Ar
Ga	Ge +3	As +3	Se +4	Br +5	Kr
In	Sn +2	Sb +3	Te +4	I +5	Xe +2,+6
Tl +1	Pb +2	Bi +3	Po ?	At ?	Rn ?

# Растворимость в кислотах

1	2	3–12	13	14	15	16	17	18
(H)							H	He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	d-block	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

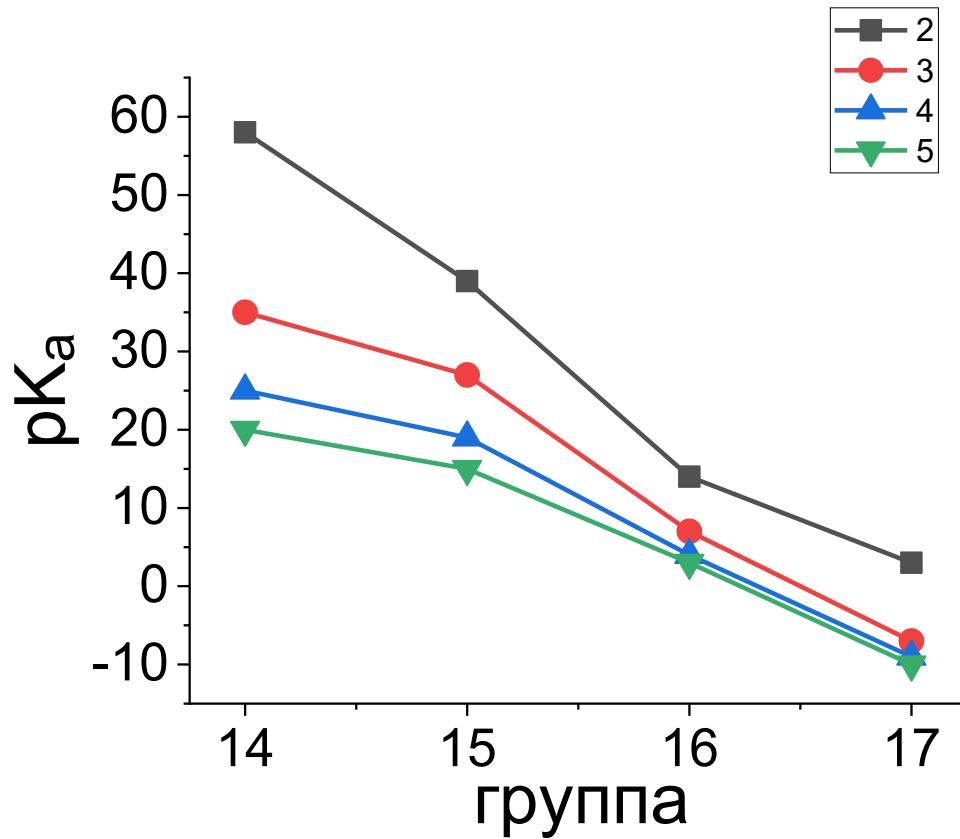
# Свойства гидридов

$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{HF}$
$+\text{H}_2\text{O}$	--	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$
основание		кислота	

Увеличение электроотрицательности X

$\text{SnH}_4$	$\text{SbH}_3$	$\text{H}_2\text{Te}$	$\text{HI}$
$+\text{H}_2\text{O}$	--	--	$2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Te}^{2-}$
кислота		кислота	

# Свойства гидридов



Увеличение электроотрицательности

Увеличение силы кислот

# Диаграммы Фроста для галогенов

Вольт-эквивалент – степень окисления

$$X(N) + Ne^- = X(0) \quad E^0, \text{ В}$$

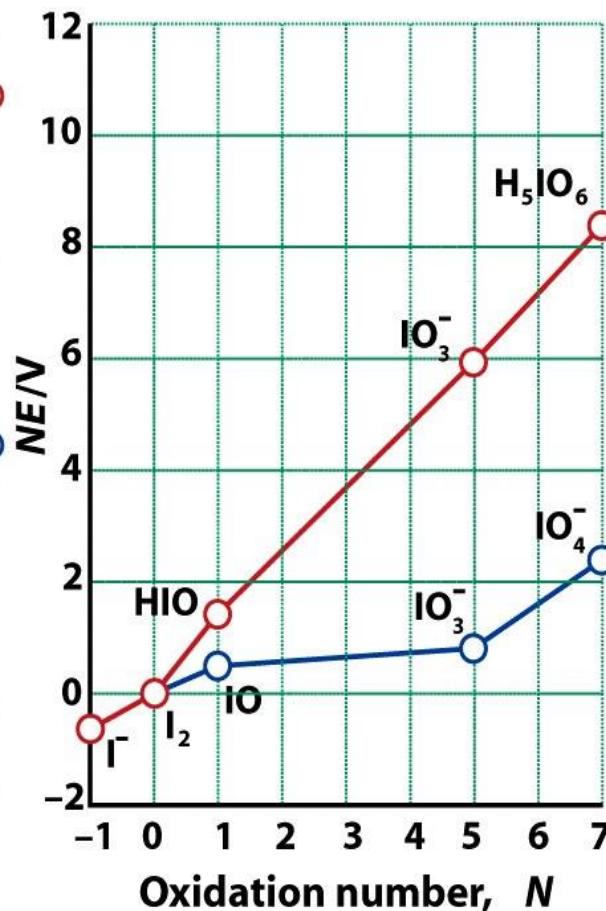
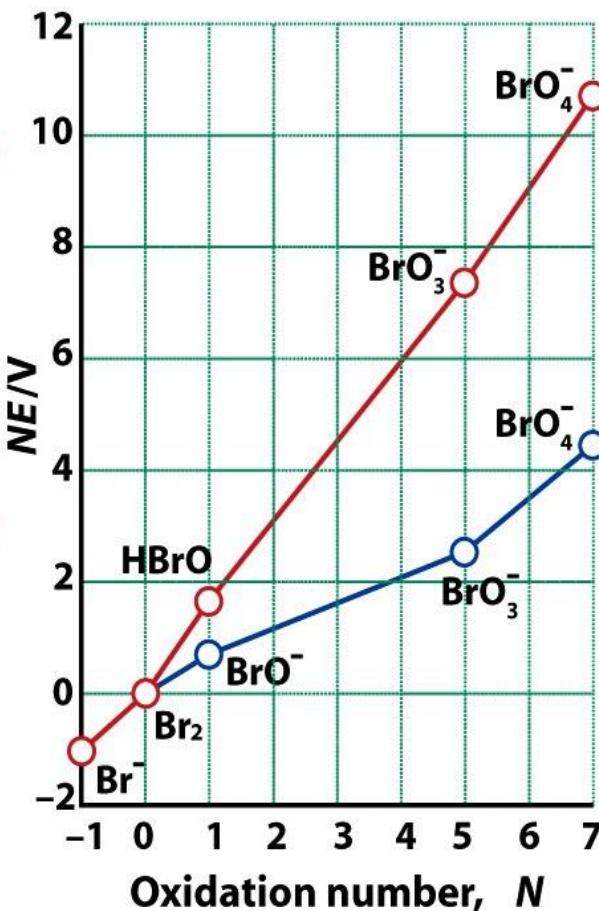
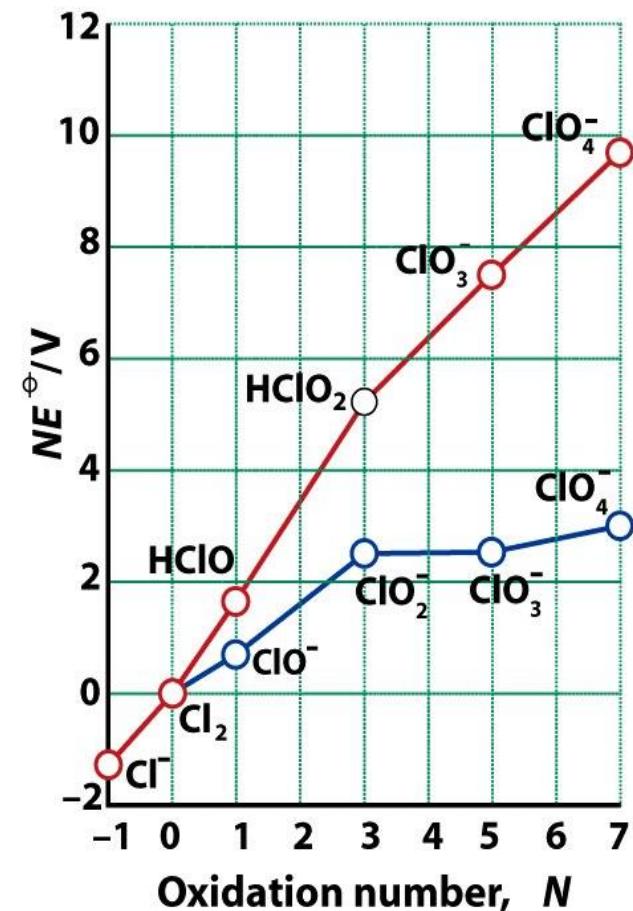
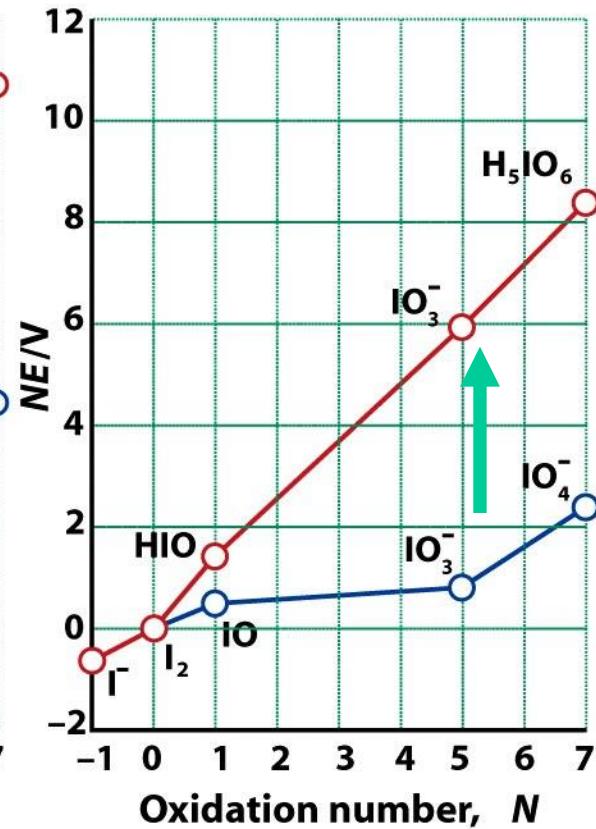
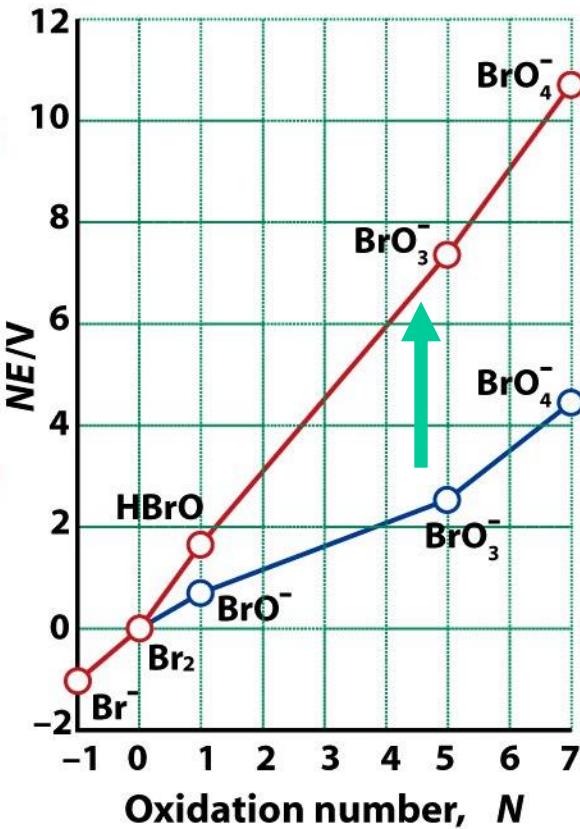
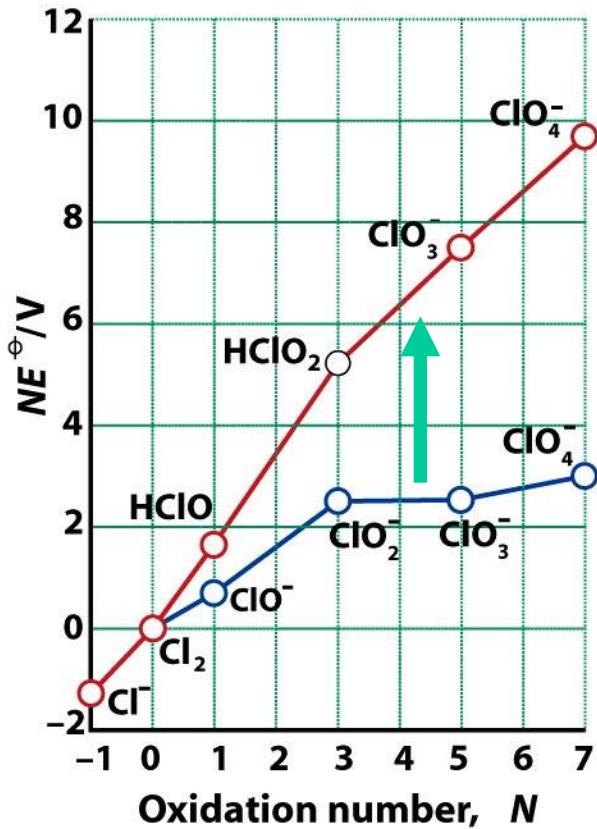


Figure 16-14

Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition

© 2006 by D.F. Shriver, P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller, and F.A. Armstrong

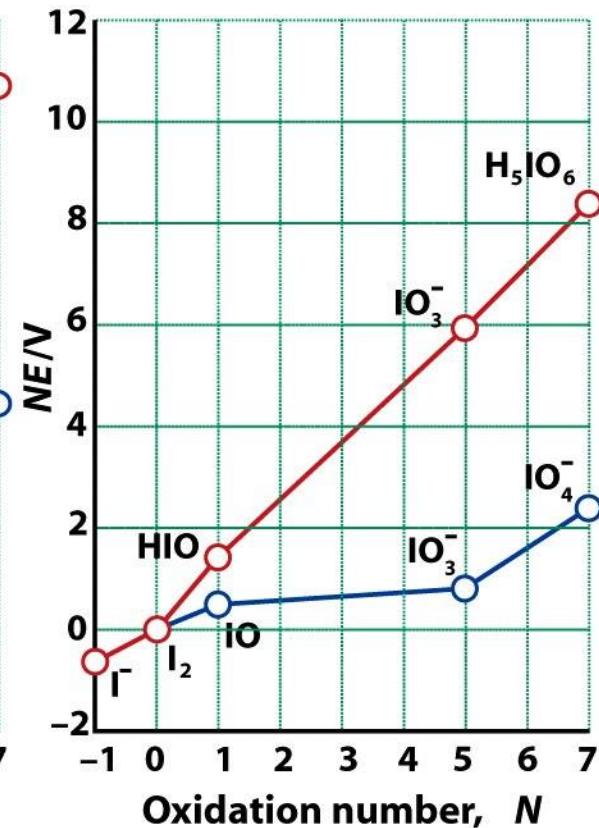
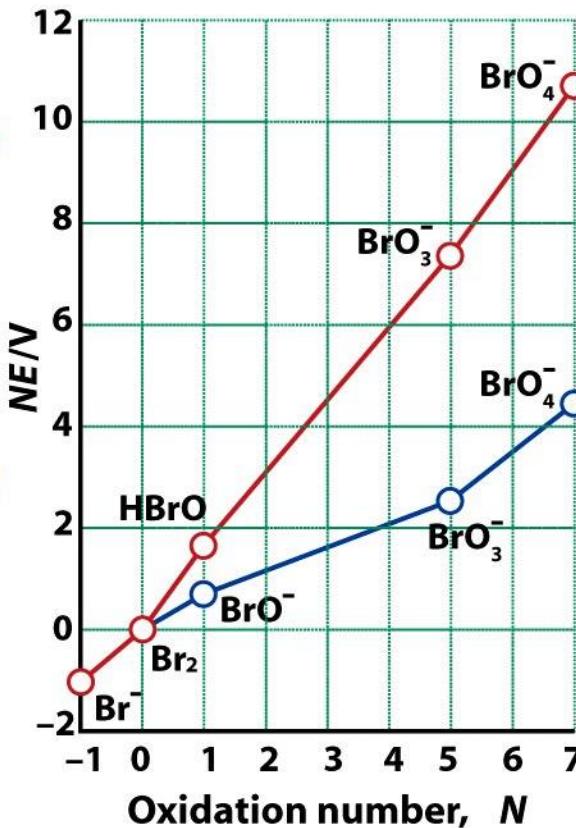
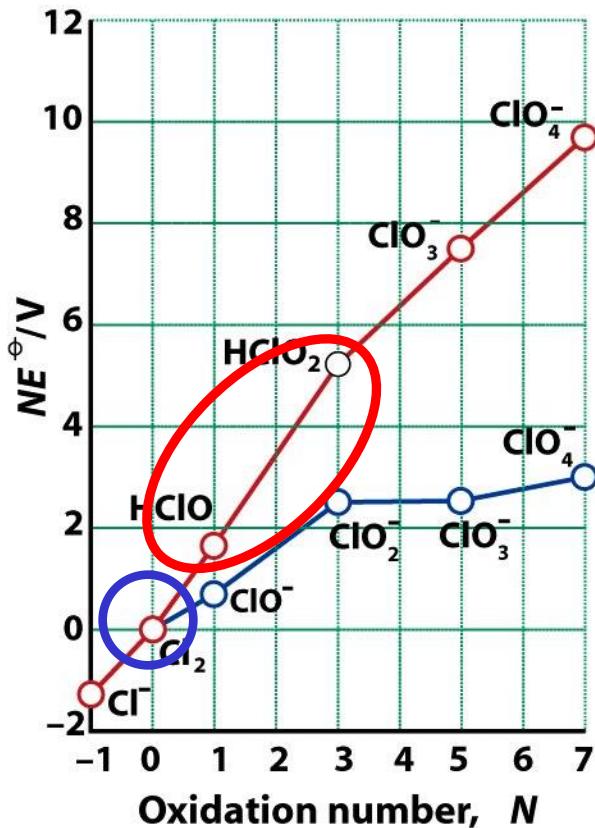
# Диаграммы Фроста для галогенов



1. Все кислоты более сильные окислители, чем их соли

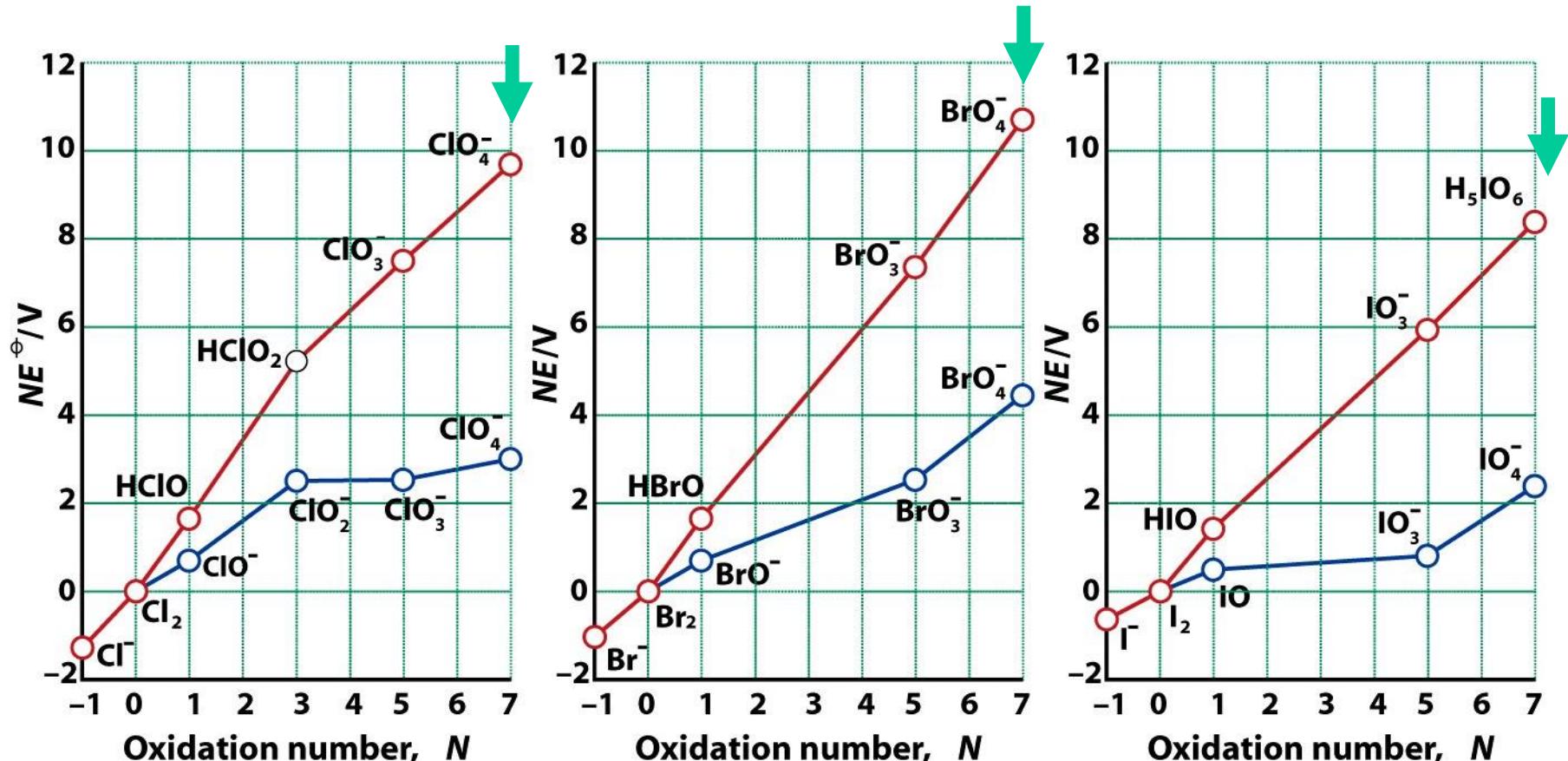


# Диаграммы Фроста для галогенов



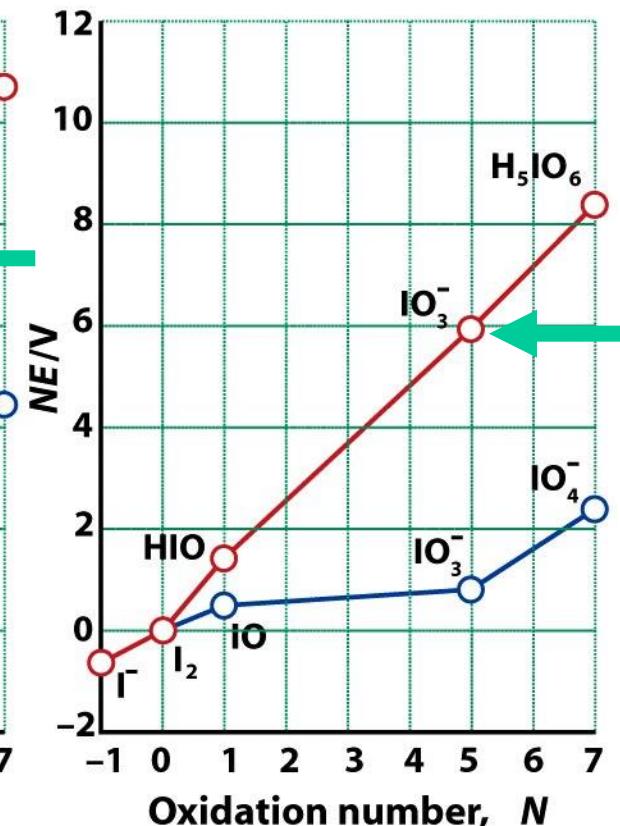
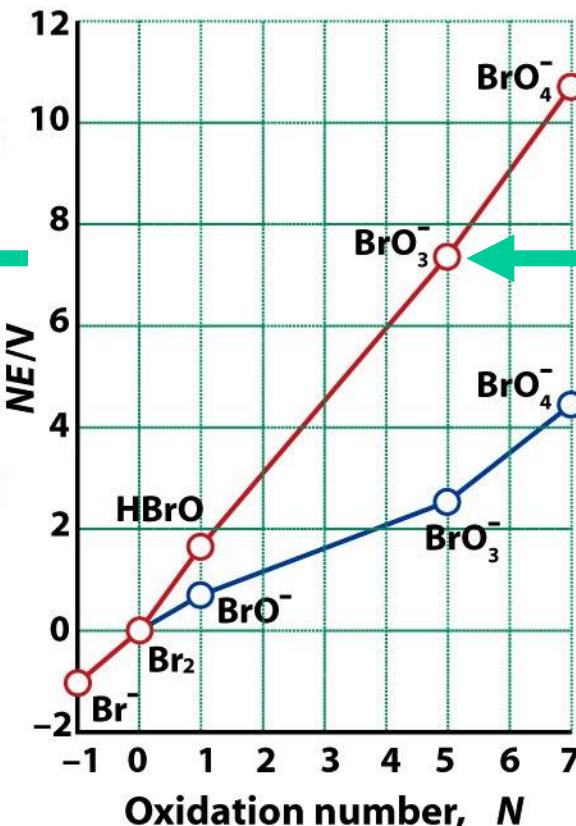
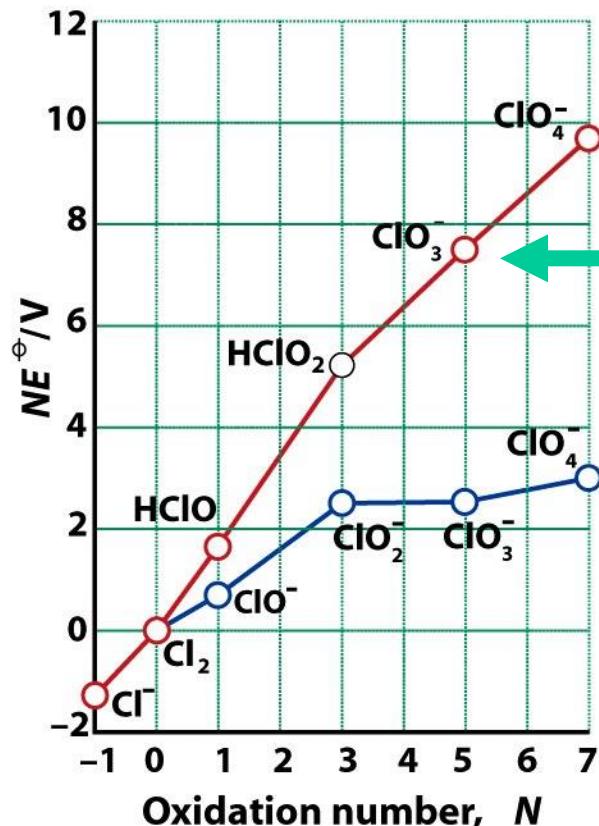
2. При  $\text{pH}=0$   $\text{X}^+$  и  $\text{Cl}^{3+}$  склонны к диспропорционированию  
при  $\text{pH}=14$  диспропорционируют  $\text{X}_2$   
самая устойчивая положительная с.о. +5

# Диаграммы Фроста для галогенов



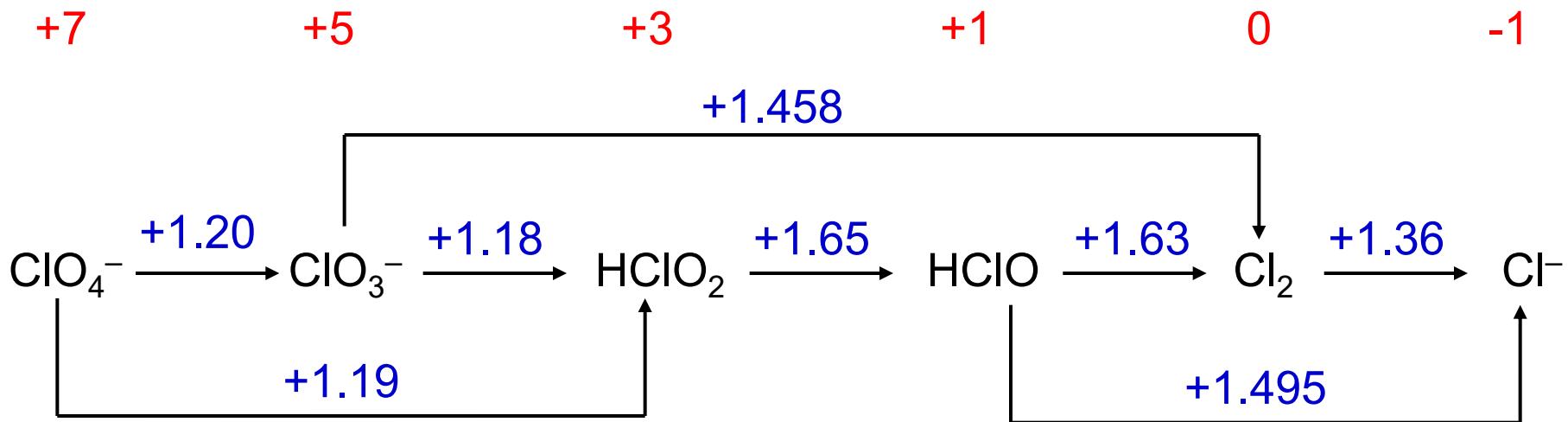
3. В с.о. +7 производные брома самые сильные окислители при  $pH=14$

# Диаграммы Фроста для галогенов



4. В с.о. +5 окислительная способность меняется по ряду  
 $\text{Cl} \approx \text{Br} > \text{I}$

# Диаграмма Латимера для Cl (рН=0)

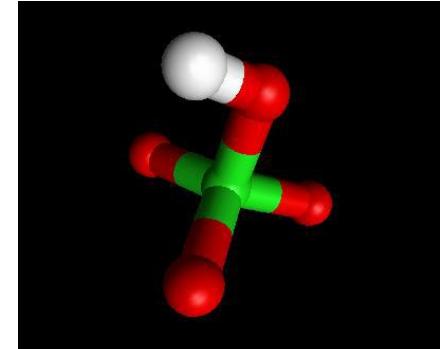
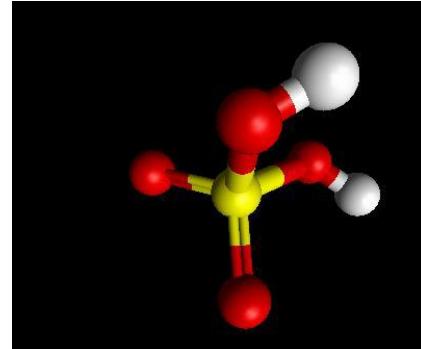
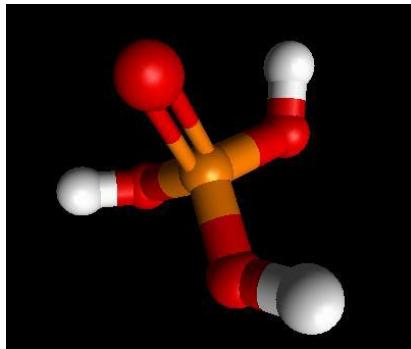


$$E^\circ(\text{HClO}/\text{Cl}^-) = [E^\circ(\text{HClO}/\text{Cl}_2) + E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)]/2 = (1.63+1.36)/2 = 1.495 \text{ В}$$

$$E^\circ(\text{ClO}_4^-/\text{HClO}_2) = [2E^\circ(\text{ClO}_4^-/\text{ClO}_3^-) + 2E^\circ(\text{ClO}_3^-/\text{HClO}_2)]/4 = 1.19 \text{ В}$$

$$\begin{aligned} E^\circ(\text{ClO}_3^-/\text{Cl}_2) &= [2E^\circ(\text{ClO}_3^-/\text{HClO}_2) + 2E^\circ(\text{HClO}_2/\text{HClO}) + E^\circ(\text{HClO}/\text{Cl}_2)]/5 = \\ &= [2 \times (1.18) + 2 \times (1.65) + 1.63]/5 = 1.458 \text{ В} \end{aligned}$$

# Сравнение кислородных кислот в периоде

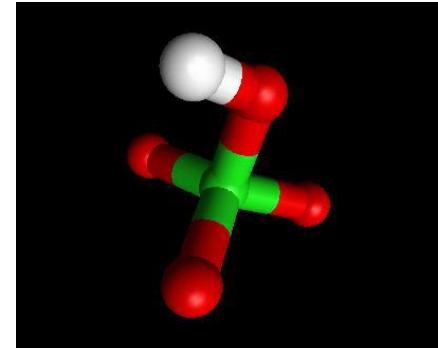
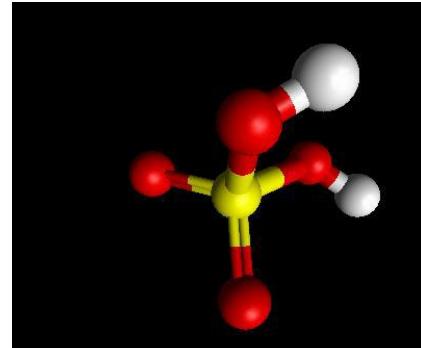
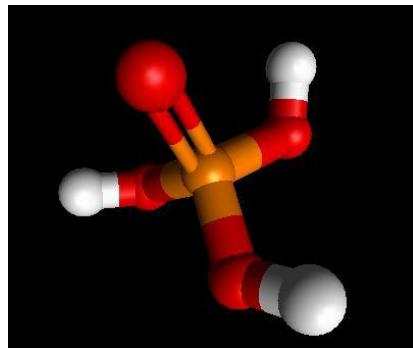


Увеличение числа связей Э=О

Ослабление связи О–Н

Увеличение силы кислот

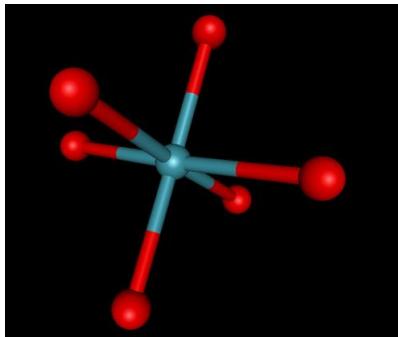
# Сравнение кислородных кислот в периоде



Повышение с.о. при одинаковом строении

Усиление окислительной способности

# Сравнение кислородных кислот в периоде



Увеличение числа связей Э=О

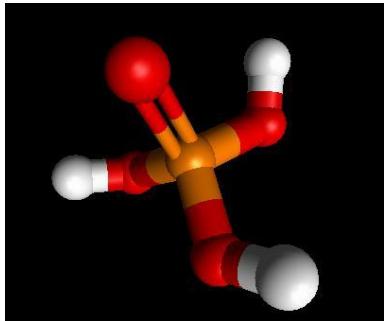
Ослабление связи О–Н

Увеличение силы кислот

Повышение с.о. при одинаковом строении

Усиление окислительной способности

# Сравнение кислородных кислот в группе



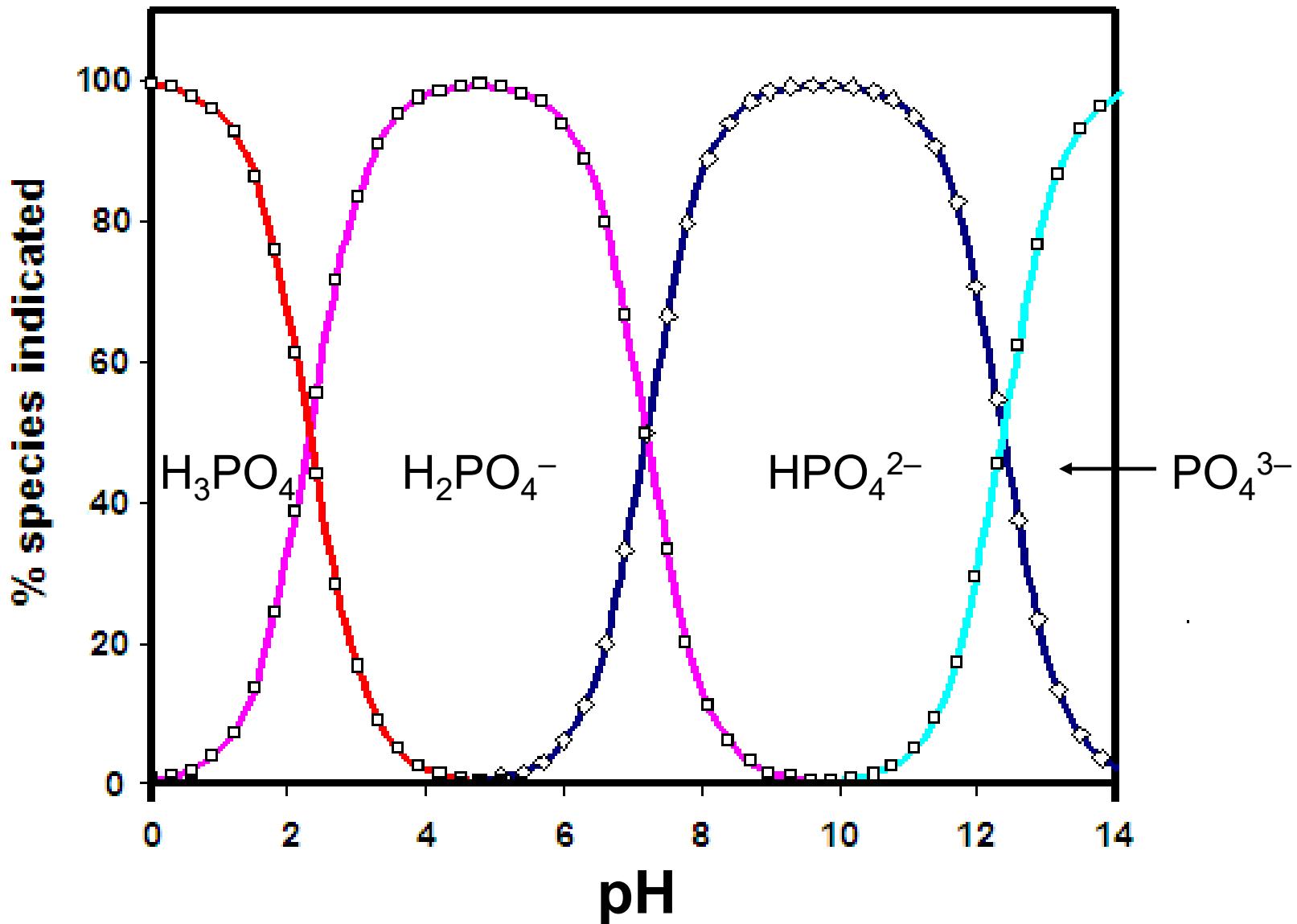
Увеличение радиуса пниктогена

Ослабление  $\pi$ -связи

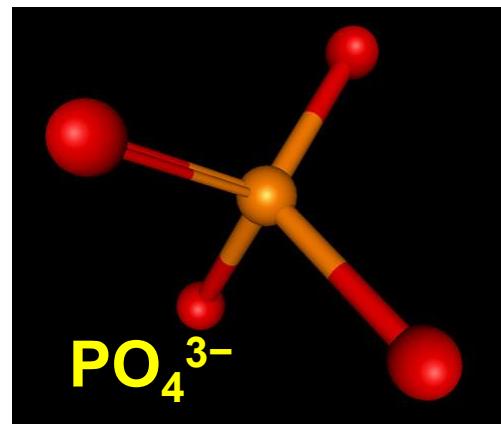
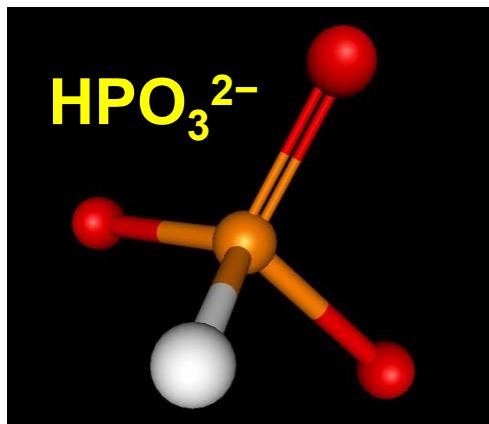
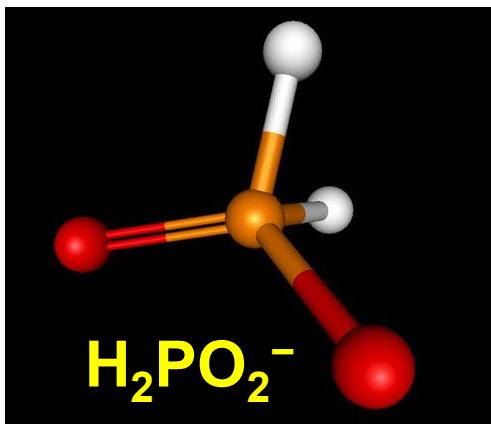
Уменьшение силы кислот

Усиление окислительной способности

# Диссоциация кислот



# Кислородные кислоты фосфора



Увеличение числа связей Р-Н

Уменьшение числа групп ОН

Увеличение силы кислот

# Немонотонность свойств

**Al<sup>3+</sup>**      **Ga<sup>3+</sup>**      **In<sup>3+</sup>**      **Tl<sup>3+</sup>**

$\lg K_1 (F^-)$ :	6.42	4.47	3.74	2.6
$\lg K_1 (Cl^-)$ :	-1.0	0.01	2.32	6.72

Увеличение «жесткости»

**Al(OH)<sub>3</sub>**      **Ga(OH)<sub>3</sub>**      **In(OH)<sub>3</sub>**      **Tl(OH)<sub>3</sub>**

Увеличение силы оснований

# Контрольные вопросы (примеры)

1. Как можно объяснить относительно низкую реакционную способность водорода? Составьте уравнения реакций, демонстрирующих окислительную и восстановительную способность водорода.
2. Пользуясь закономерностями Периодической системы, определите наиболее устойчивую положительную степень окисления следующих элементов: P, Ge, Se, I, Bi.
3. Составьте уравнения реакций взаимодействия бора и кремния с кислородом и фтором. Обсудите взаимодействия продуктов реакций с водой, оцените относительную силу полученных кислот или оснований
4. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующим цепочкам превращений:
  - а)  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2$
  - б)  $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow H_3PO_4$