



Курс лекций по химии



Образовательный центр
«ПАРАМИТА»

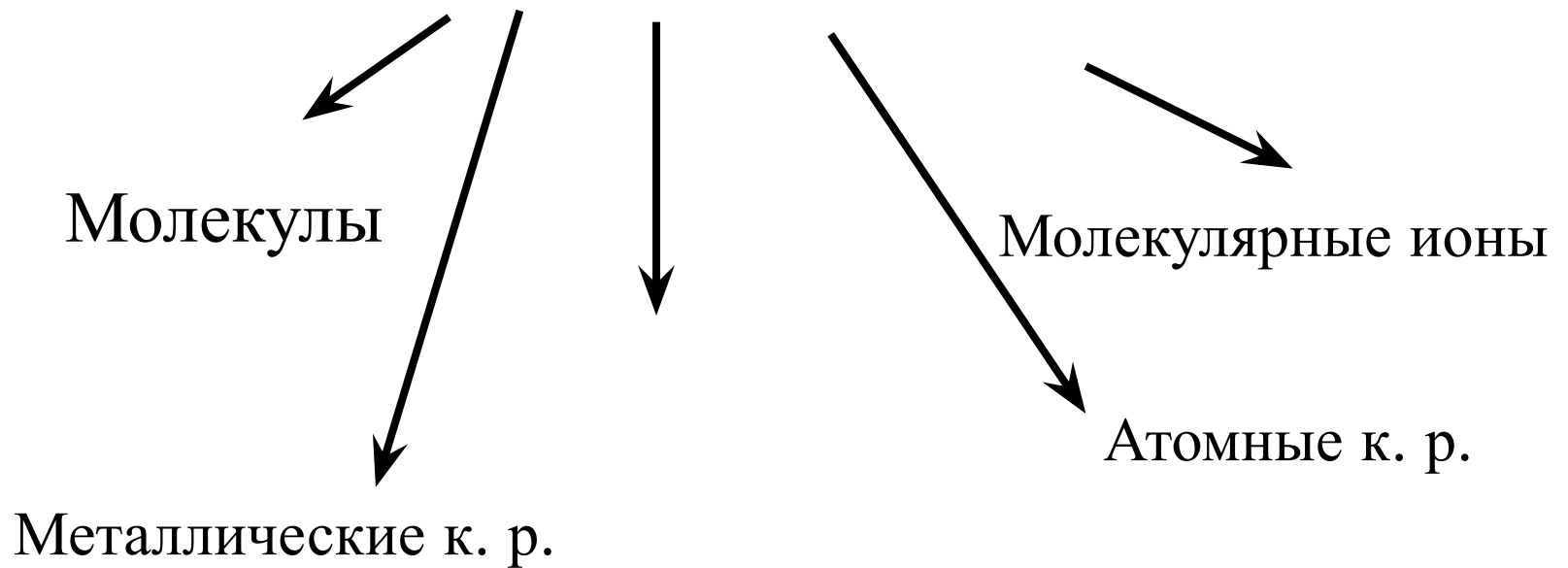
ЛЕКЦИЯ №4

Тема:

- Химическая связь
- Валентность элементов в ковалентных соединениях
- Степень окисления элементов



Химическая связь



ПОНЯТИЕ ВАЛЕНТНЫХ ЭЛЕКТРОНОВ

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

Число валентных электронов для большинства элементов равно номеру группы.



ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

- Ковалентная
- Ионная
- Металлическая
- Водородная



КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ (ОБМЕННЫЙ МЕХАНИЗМ)

При образовании химической связи между атомами главную роль играют их **валентные электроны**, т. е. электроны, которые находятся на внешнем электронном слое и наименее прочно связаны с ядром атома.

- Теория ковалентной связи: «Химическая связь возникает в результате образования между взаимодействующими атомами».



ОБРАЗОВАНИЕ МОЛЕКУЛЫ ВОДОРОДА



$$(0,53\text{\AA} + 0,53\text{\AA} = 1,06\text{\AA})$$

при образовании ковалентной связи происходит перекрывание облаков электронов, имеющих антипараллельные спины.

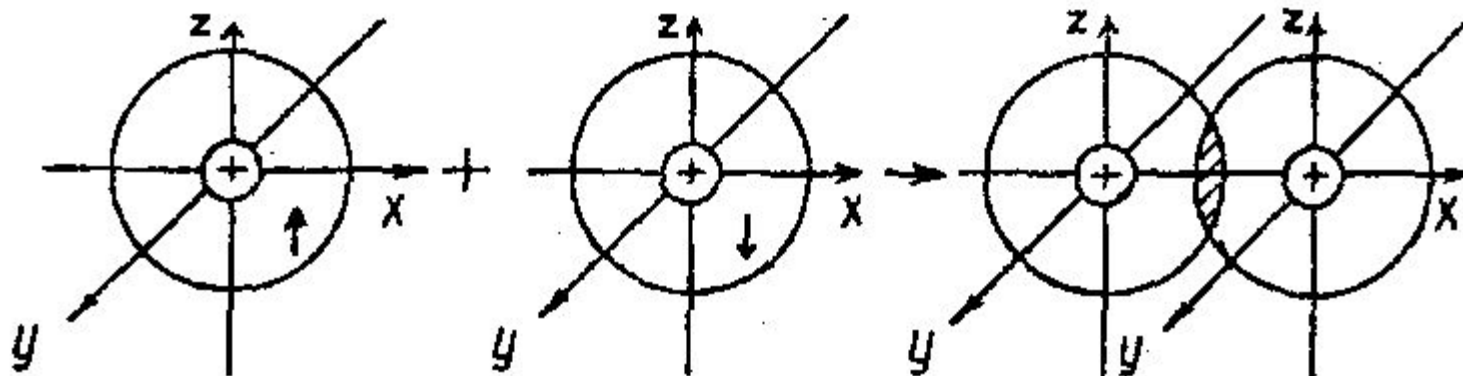


Схема перекрывания электронных облаков при образовании молекулы водорода

ОБРАЗОВАНИЕ МОЛЕКУЛЫ ХЛОРА

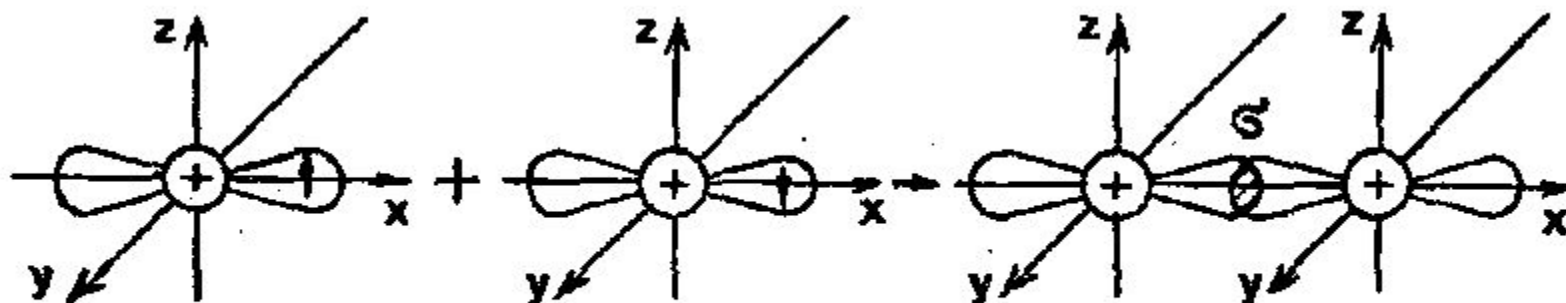
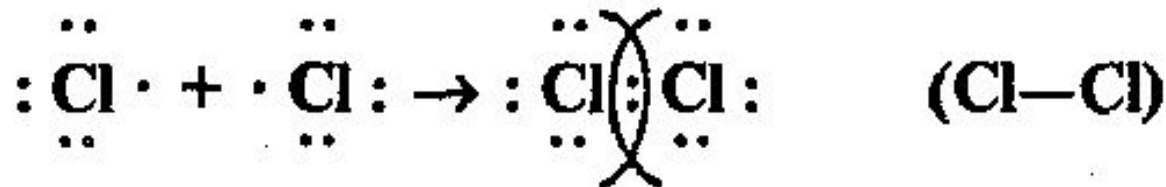
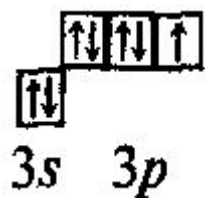


Схема перекрывания электронных облаков в молекуле хлора



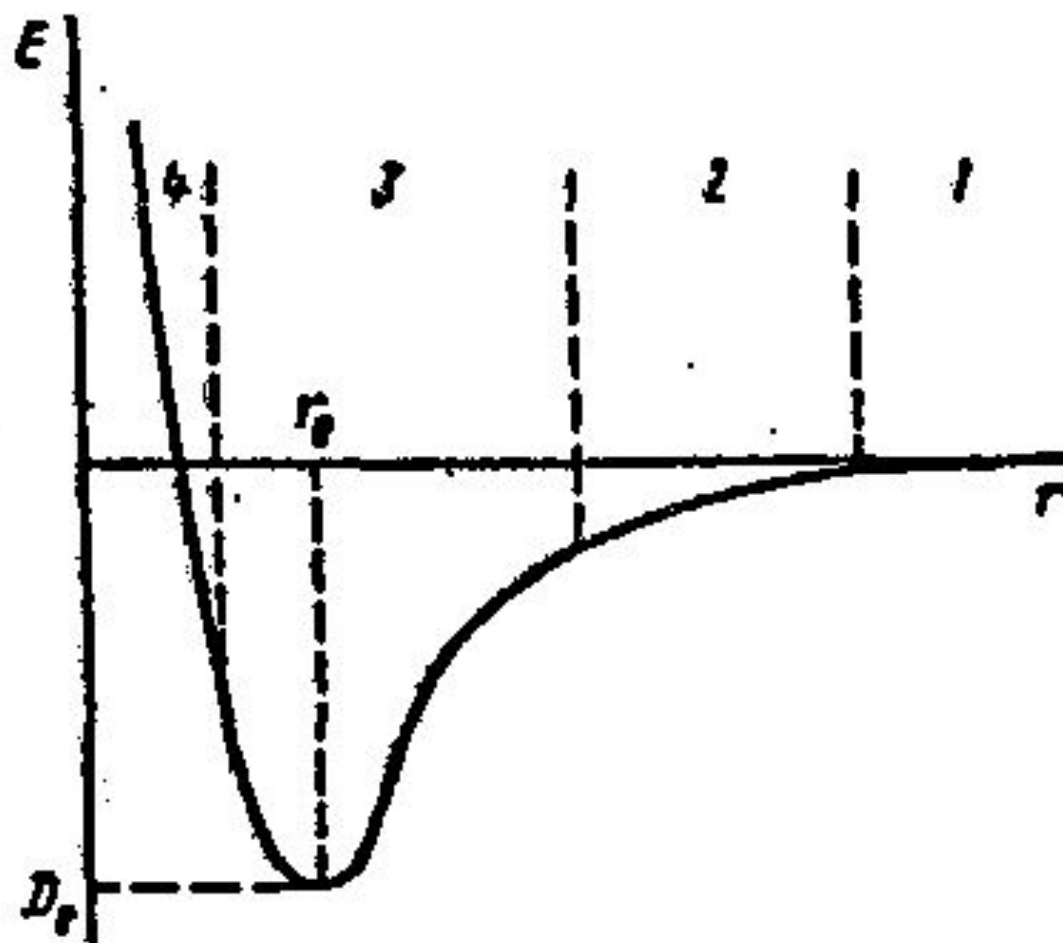


Рис. 3.1. Энергия взаимодействия двух атомов в зависимости от межъядерного расстояния.



Если между двумя атомами образуется только одна общая электронная пара, то такая ковалентная связь называется *одинарной (простой) связью*.



связи в молекулах H_2 и Cl_2 являются одинарными (простыми) связями

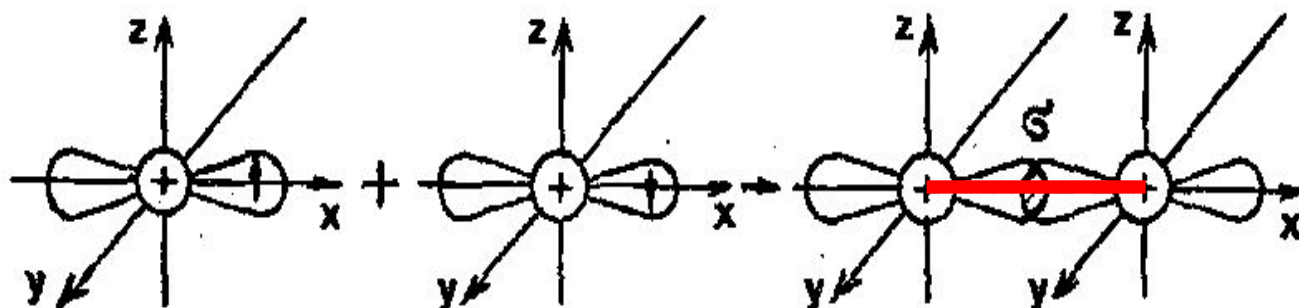


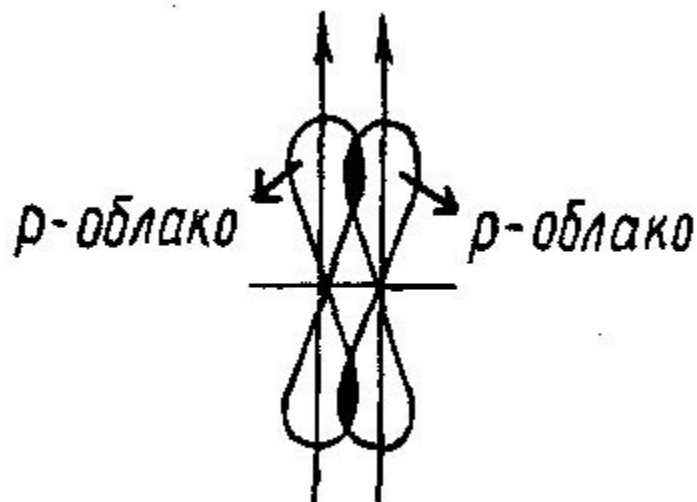
Схема перекрывания электронных облаков в молекуле хлора

Следовательно, связи в молекулах H_2 и Cl_2 представляют собой σ -связи.

Одинарные связи всегда являются σ -связями.

π -Связи — это ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов.

s -Облака не могут образовывать π -связи. В образовании π -связей могут участвовать p - и d -облака.



Образование π -связи двумя p -облаками

π -Связи образуются в тех случаях, когда между двумя атомами возникают две или три общие электронные пары.

Число общих электронных пар между связанными атомами характеризует **кратность связи**.



- Двойная связь — связь между двумя атомами образована двумя общими электронными парами

Любая двойная связь состоит из одной σ -связи и одной π -связи: $A = B$.

- Тройная связь - связь между двумя атомами образована тремя общими электронными парами

Любая тройная связь состоит из одной σ -связи и двух π -связей: $A \equiv B$.



ОБРАЗОВАНИЕ МОЛЕКУЛЫ АЗОТА

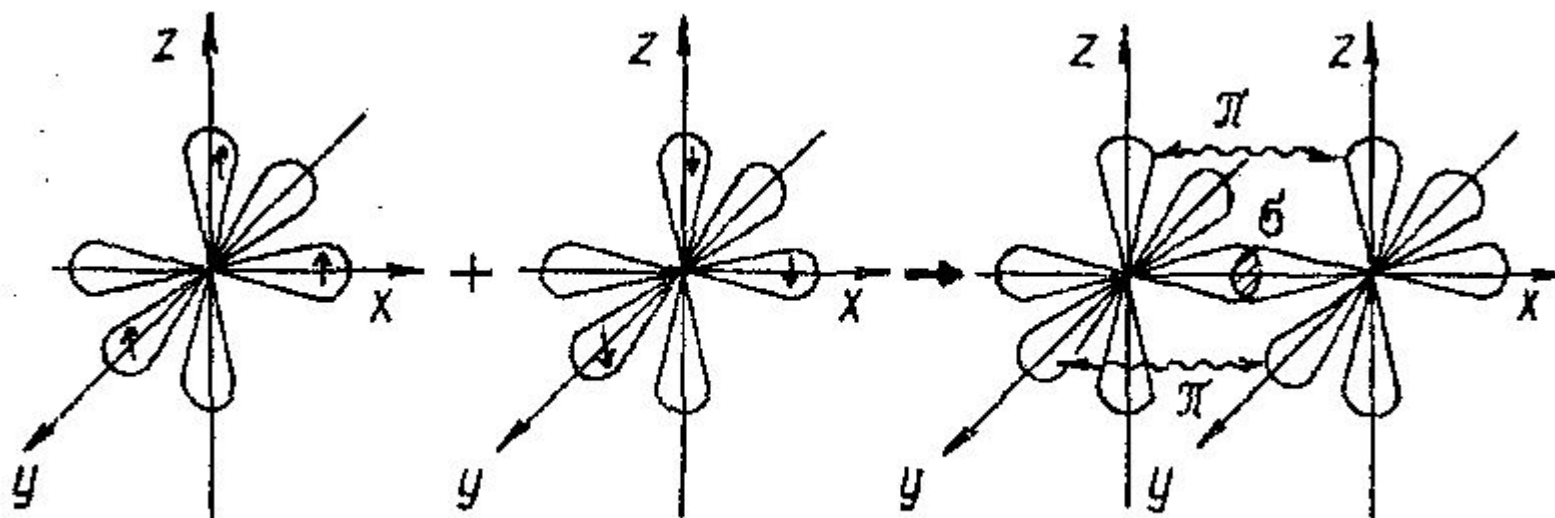
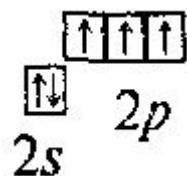


Схема перекрывания электронных облаков в молекуле азота



ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

Полярность связи зависит от электроотрицательности элементов, атомы которых участвуют в образовании связи

Относительная электроотрицательность элементов
I—IV периодов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		—					H 2,1	He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe Co Ni 1,8 1,9 1,9
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr —

ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

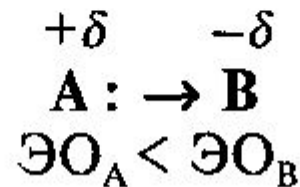
электроотрицательность (ЭО) элемента характеризует способность его атома в молекуле притягивать к себе общую электронную пару.

Если ковалентная связь образуется между атомами с одинаковой ЭО, то общая электронная пара (область перекрывания электронных облаков) находится на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. Такая связь называется неполярной связью. неполярные связи существуют в молекулах простых веществ: H_2 , N_2 , Cl_2 , O_2 и т. д.



ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

Если ковалентная связь образуется между атомами с различной ЭО, то общая электронная пара (область перекрывания электронных облаков) смещается в сторону атома с большей ЭО:



Ковалентная связь с неравномерным распределением электронной плотности между взаимодействующими атомами называется полярной связью.

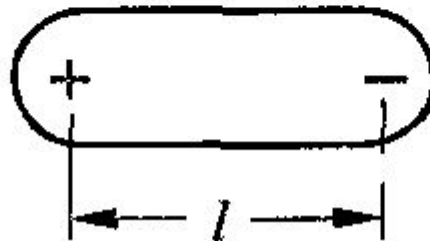


ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

□ Полярная молекула = диполь

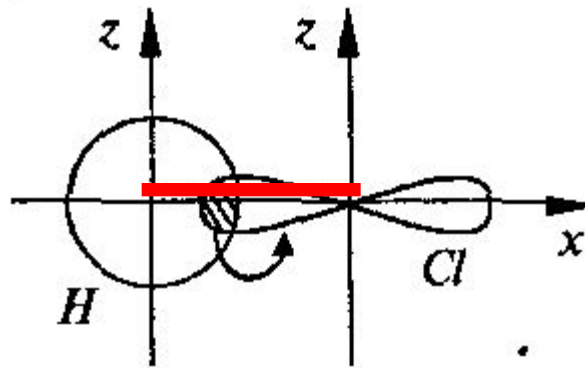
Диполь — это электронейтральная система, в которой центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии друг от друга.

Схематично диполь изображается следующим образом:



ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ

- ### □ Пример полярных молекул: галогеноводороды



	$\text{H} - \text{I}$	$\text{H} - \text{Br}$	$\text{H} - \text{Cl}$
ЭО:	2,1 2,5	2,1 2,8	2,1 3,0
ΔЭО:	0,4	0,7	0,9

Полярность связей и молекул увеличивается



ВАЛЕНТНОСТЬ

В рамках электронной теории ковалентной связи (часто ее называют *спиновой теорией валентности*) валентность атома определяется числом его неспаренных электронов в основном или возбужденном состоянии, участвующих в образовании общих электронных пар с электронами других атомов.



В таком случае понятно, что валентность всегда выражается небольшими целыми числами.



Мерой валентности можно также считать число химических связей, образуемых атомом данного элемента с другими атомами.

Валентность должна
Равняться числу
неспаренных
электронов

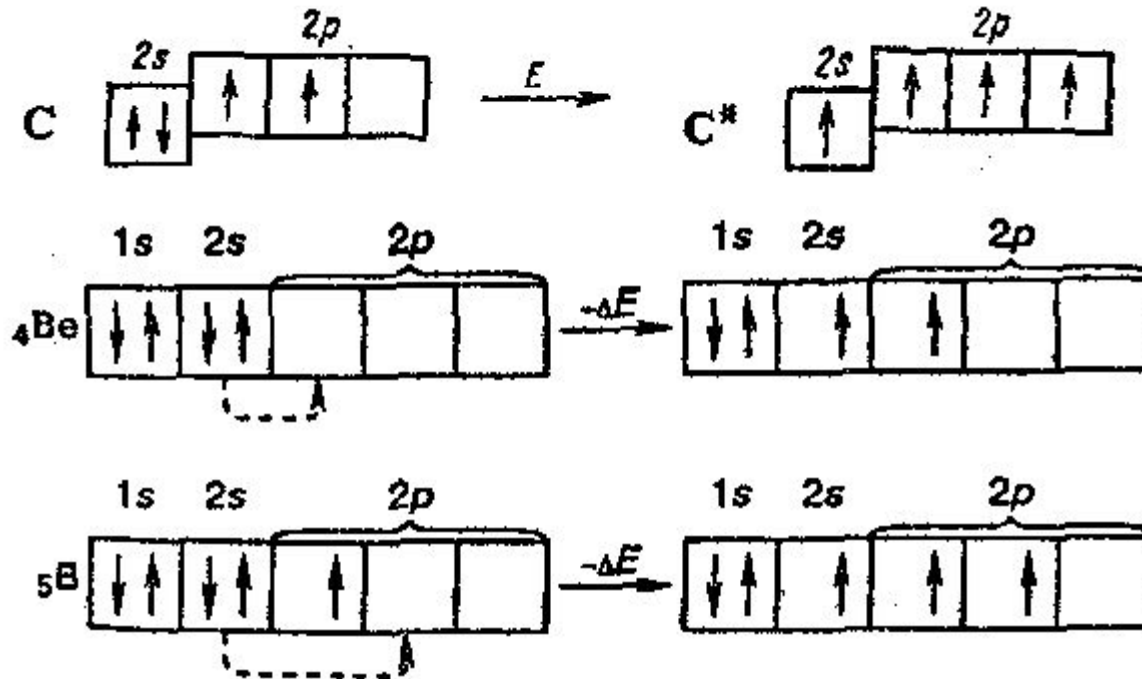
ВАЛЕНТНОСТЬ

Валентность и электронные конфигурации атомов

Элемент	Электронная конфигурация					Валентность	Типичные соединения
	1s	2s	2p		3s		
${}_1\text{H}$	↑						H_2
${}_2\text{He}$	↓↑					0	—
${}_3\text{Li}$	↓↑	↑				1	LiH
${}_4\text{Be}$	↓↑	↓↑				0(2)	BeH_2
${}_5\text{B}$	↓↑	↓↑	↑			1(3)	$\text{BH}_3(\text{B}_2\text{H}_6)$
${}_6\text{C}$	↓↑	↓↑	↑↑			2(4)	CH_4
${}_7\text{N}$	↓↑	↓↑	↑↑↑			3	NH_3
${}_8\text{O}$	↓↑	↓↑	↑↑↑	↑		2	H_2O
${}_9\text{F}$	↓↑	↓↑	↑↑↑	↑↑	↑	1	HF
${}_{10}\text{Ne}$	↓↑	↓↑	↑↑↑	↑↑	↑↑	0	—
${}_{11}\text{Na}$	↓↑	↓↑	↑↑↑	↑↑	↑	1	NaH



ВАЛЕНТНОСТЬ



Опыты доказали, что энергия, затраченная на распаривание электронов в пределах одного энергетического уровня, как правило, полностью компенсируется энергией, выделенной при образовании дополнительных связей.

Взаимосвязь между высшей валентностью элемента и числом неспаренных электронов

№ группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	I	II	III	IV	V	VI	VII
Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Число неспарен-														

Данные таблицы показывают, что максимальное число неспаренных электронов, а соответственно и высшая валентность элемента равны номеру группы, в которой он находится. Исключениями являются **фтор F**, **кислород O** и **азот N**, атомы которых не могут переходить в возбужденное состояние.

тронов в возбужденном состоянии	—	2	3	4	—	—	—	—	2	3	4	5	6	5
Высшая валентность	I	II	III	IV	III	II	I	I	II	III	IV	V	VI	VII

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ (ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ)

Донорно-акцепторная связь образуется в результате перекрывания орбитали с неподеленной электронной парой атома-донора и свободной орбитали атома-акцептора:



Донорно-акцепторная связь имеет такие же свойства, как и обычная ковалентная связь, а отличается от нее только происхождением общей электронной пары.

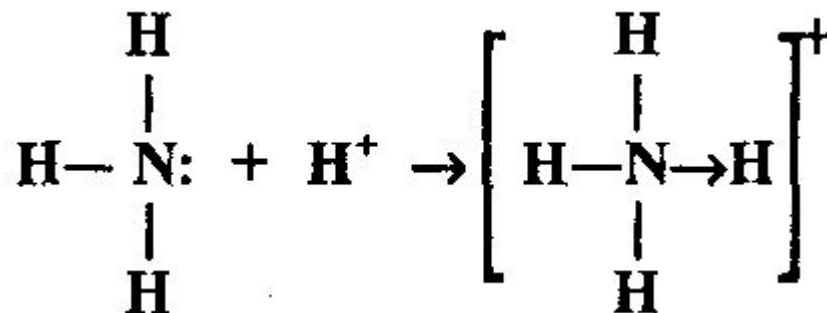
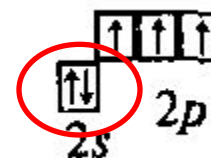


КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ (ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ)

- На примере иона аммония. Ион образуется в результате присоединения к молекуле аммиака иона водорода.



- Строение внешнего электронного слоя атома азота



КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ (ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ)

валентность азота в ионе аммония
равна **IV**, так как он образует четыре ковалентные связи.



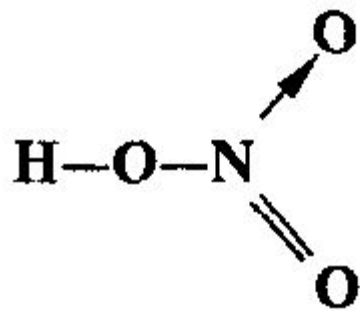
Следовательно, если элемент образует ковалентные связи и по обменному, и по донорно-акцепторному механизму, то его валентность больше числа неспаренных электронов и определяется общим числом орбиталей на внешнем электронном слое.



КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ (ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ)

Для азота валентность **IV** является максимальной, потому что внешний электронный слой атома азота (второй энергетический уровень) состоит из четырех орбиталей.

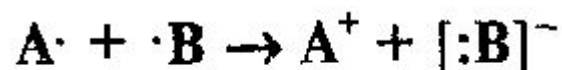
Такую валентность азот имеет и в таких соединениях, как N_2O_5 , HNO_3 , NaNO_3 и т. п.



ИОННАЯ СВЯЗЬ

Соотношение между разностью ЭО
и степенью ионности связи

Разность ЭО	Степень ионности связи, %
0	0
0,5	6
1,0	22
1,5	44
2,0	63
2,5	79
3,0	89



и о н ы

Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется *ионной связью*.

ИОННАЯ СВЯЗЬ

- Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи

Наименьшая ЭО у Me

Наибольшая ЭО у неметаллов



ионная связь образуется между атомами типичных металлов и атомами типичных неметаллов



ИОННАЯ СВЯЗЬ

- На примере хлорида натрия

	$\text{Na} \cdot + \cdot \ddot{\text{Cl}}: \rightarrow \text{Na}^+ + [\ddot{\text{Cl}}:]^-$			
Общее число	11 протонов	17 протонов	11 протонов	17 протонов
заряженных	11 электро-	17 электро-	10 электро-	18 электро-
частиц:	нов	нов	нов	нов
Суммарный				
заряд:	0	0	+1	-1
Электронная				
конфигура-				
ция	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

ИОННАЯ СВЯЗЬ

- Характеристики ионной связи
- ✓ Ненаправленность
- ✓ Ненасыщенность

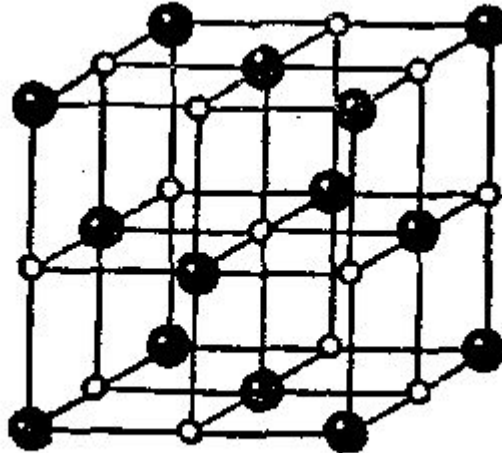
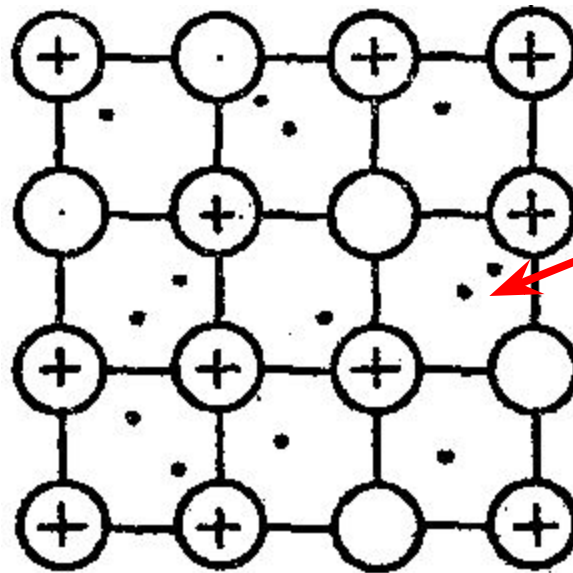


Схема строения кристаллической решетки NaCl



МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

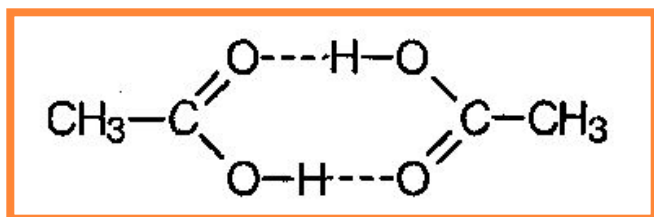
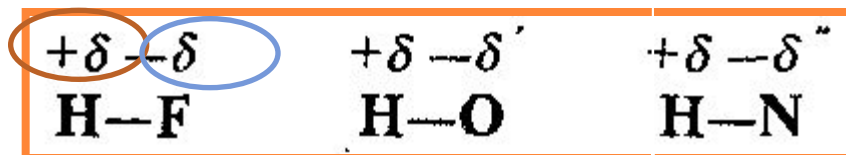
Связь между всеми положительно заряженными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке металлов называется металлической связью.



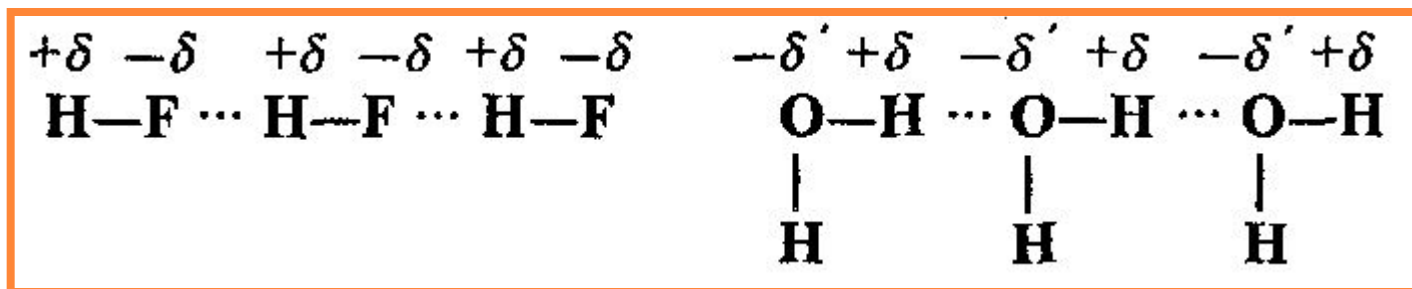
Свободные
электроны
«электронный
газ»



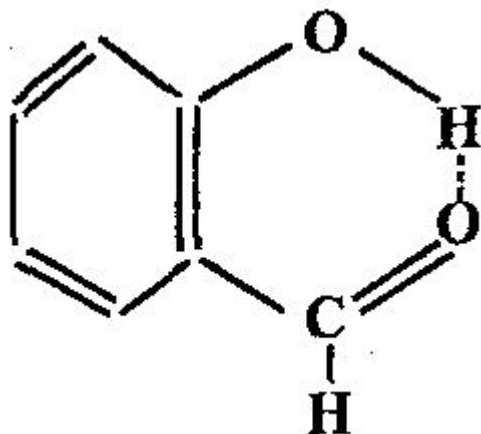
ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ (МЕЖМОЛЕКУЛЯРНАЯ)



Ассоциаты молекул



ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ (ВНУТРИМОЛЕКУЛЯРНАЯ)



Энергия водородной связи приблизительно в десять раз меньше энергии обычной ковалентной связи и варьируется в пределах 15 — 40 кДж/моль.

Энергия связи — это энергия, необходимая для разрыва химической связи во всех молекулах, которые составляют 1 моль вещества. Чем больше энергия связи, тем прочнее связь.

Типы кристаллических решеток твердых веществ

Тип кристаллической решетки	Молекулярная	Ионная	Атомная	Металлическая
Частицы, находящиеся в узлах решетки	Молекулы	Положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы)	Атомы	Атомы и положительно заряженные ионы металлов
Характер связи между частицами кристалла	Силы межмолекулярного взаимодействия (в т.ч. водородные связи)	Электростатические ионные связи	Ковалентные связи	Металлическая связь между ионами металлов и свободными электронами
Прочность связи	Слабая	Прочная	Очень прочная	Разной прочности
Отличительные физические свойства веществ	Легкоплавкие, небольшой твердости, многие растворимы в воде	Тугоплавкие, твердые, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток (проводники II рода)	Очень тугоплавкие, очень твердые, практически нерастворимы в воде	Разнообразны по свойствам; имеют металлический блеск; обладают электропроводностью (проводники I рода) и теплопроводностью
Примеры веществ	Йод I_2 , лед H_2O , «сухой лед» (твердый CO_2)	Хлорид натрия $NaCl$, гидроксид калия KOH , нитрат бария $Ba(NO_3)_2$	Алмаз C , кремний Si	Медь Cu , калий K , цинк Zn

A4. Одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму в

- 1) молекуле водорода
- 2) молекуле пероксида водорода
- 3) ионе аммония
- 4) молекуле аммиака

A4. Одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму в

- 1) хлориде натрия
- 2) бромиде аммония
- 3) бромиде алюминия
- 4) хлориде железа (II)



A4. Веществом с ковалентной полярной связью является

- 1) водород
- 2) бром
- 3) кислород
- 4) вода

A4. Ионная связь реализуется в соединении

- 1) H_2O
- 2) CaO
- 3) CO_2
- 4) CrO_3

A4. Веществом с ковалентной неполярной связью является

- 1) аммиак
- 2) сероводород
- 3) оксид серы (IV)
- 4) белый фосфор

- A4. Водородная связь реализуется**
- 1) в молекуле водорода**
 - 2) в молекуле воды**
 - 3) между молекулами водорода**
 - 4) между молекулами воды**

- A4. Водородная связь не образуется между молекулами**
- 1) пропанола**
 - 2) ацетона**
 - 3) аммиака**
 - 4) воды**



A4. Только неполярные ковалентные связи присутствуют в молекулах

- 1) водорода и воды
- 2) хлора и хлороводорода
- 3) кислорода и аммиака
- 4) водорода и кислорода

A4. Одна из связей образована по донорноакцепторному механизму в

- 1) молекуле озона
- 2) молекуле азота
- 3) молекуле кислорода
- 4) молекуле аммиака



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Степень окисления — условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер.



В соединениях с ионной связью степени окисления элементов равны зарядам ионов. Например:

+1 -1

NaCl

Степень окисления натрия = +1

Степень окисления хлора = -1

+2 -1

CaF₂

Степень окисления кальция = +2

Степень окисления фтора = -1

+2 -2

MgO

Степень окисления магния = +2

Степень окисления кислорода = -2

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

В соединениях с ковалентной неполярной связью (в молекулах простых веществ) степени окисления элементов равны нулю.

Например: H_2^0 , Cl_2^0 , O_2^0 , F_2^0 , Si^0 , C^0 , S^0 ...

В соединениях с ковалентной полярной связью степень окисления элемента — это условный заряд его атома в молекуле, если считать, что молекула состоит из ионов, т. е. рассматривать ковалентные полярные связи как ионные связи. При этом считают, что общие электронные пары полностью переходят к атомам элементов с большей ЭО.



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

□ Правила:

- 1) сумма степеней окисления атомов в любой частице равна ее электрическому заряду. Следовательно, степень окисления элемента в его простом веществе равна нулю;
- 2) в соединениях фтор всегда проявляет степень окисления -1 ;
- 3) степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2 (кроме OF_2 , H_2O_2 и др.);
- 4) степень окисления водорода равна $+1$ в соединениях с неметаллами и -1 в соединениях с металлами (KH , CaH_2).



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

□ Элементы с постоянной степенью окисления

а) Щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1
б) Элементы II группы (кроме Hg): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	+2
в) Алюминий Al	+3
г) Фтор F	—1



СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Водород и кислород в большинстве сложных веществ имеют постоянные степени окисления, но есть исключения:

Элемент	Степень окисления в большинстве соединений	Исключения
Н	+1	Гидриды активных металлов: $+1\overset{\ominus}{1}$ $+1\overset{\ominus}{1}$ $+2\overset{\ominus}{1}$ NaN , KN , CaH_2 и др.
О	-2	Пероксиды водорода и металлов: $+1\overset{\ominus}{1}$ $+1\overset{\ominus}{1}$ $+2\overset{\ominus}{1}$ H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 Фторид кислорода: $\overset{\oplus}{2}-1$ OF_2

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

1. Металлы во всех сложных соединениях имеют только положительные степени окисления.

2. Неметаллы могут иметь и положительные, и отрицательные степени окисления. В соединениях с металлами и водородом степени окисления неметаллов всегда отрицательные.

3. Высшая (максимальная) степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе.

4. Низшая (минимальная) степень окисления металлов равна нулю. Низшая степень окисления неметаллов обычно равна: — (8 — номер группы, в которой находится элемент).

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

5. Значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются **промежуточными**.

-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5
Низшая степень окисления	Промежуточные степени окисления						Высшая степень окисления	
-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5
NH ₃	N ₂ H ₄	NH ₂ OH	N ₂	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃	NO ₂	N ₂ O ₅
Примеры соединений								



A5. Степень окисления +2, а валентность IV атом углерода имеет в соединении

1) CO

2) CO₂

3) HCOOH

4) CH₂Cl₂

A5. Не проявляет своей высшей валентности, равной номеру группы, элемент

1) углерод

2) хлор

3) фосфор

4) фтор

A5. Степень окисления +2 атом углерода имеет в соединении

1) CO₂

2) CBr₄

3) HCOOH

4) CH₃COOH



A5. Степень окисления +3 атом хлора имеет в соединении



A5. Валентность IV атом азота имеет в соединении



A5. Валентность элемента равна

1) числу образуемых им σ -связей

2) числу образуемых им π -связей

3) числу образуемых им ковалентных связей

4) степени окисления с противоположным знаком

А5. Элемент, проявляющий постоянную степень окисления в своих соединениях:

- 1) хлор
- 2) сера
- 3) фтор
- 4) кислород

А5. Свою максимальную степень окисления азот проявляет в соединении

- 1) NH_4Cl
- 2) NO_2
- 3) NH_4NO_3
- 4) NOF

