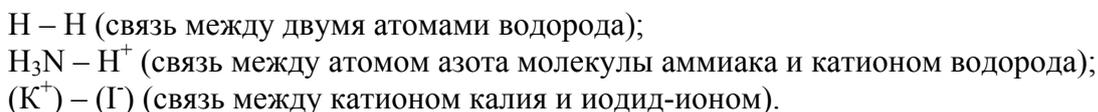


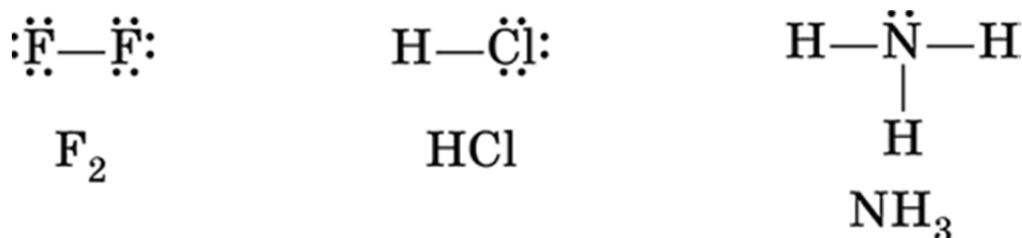
3. Молекулы. Химическая связь. Строение веществ

Химические частицы, образованные из двух или нескольких атомов, называются *молекулами* (реальными или условными *формульными единицами* многоатомных веществ). Атомы в молекулах химически связаны.

Под химической связью понимают электрические силы притяжения, удерживающие частицы друг около друга. **Каждая химическая связь в структурных формулах представляется валентной чертой, например:**

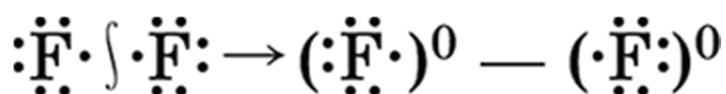


Химическая связь образуется парой электронов (\bullet), которая в электронных формулах сложных частиц (молекул, сложных ионов) обычно заменяется валентной чертой, в отличие от собственных, неподеленных электронных пар атомов, например:

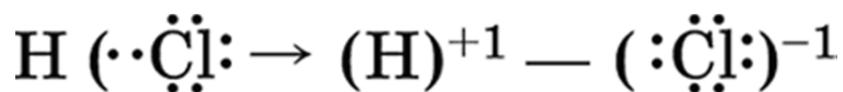


Химическая связь называется *ковалентной*, если она образована путем обобществления пары электронов обоими атомами.

В молекуле F_2 оба атома фтора имеют одинаковую электроотрицательность, следовательно, обладание электронной парой для них одинаково. Такую химическую связь называют неполярной, так как у каждого атома фтора *электронная плотность* одинакова и в *электронной формуле* молекулы может быть условно разделена между ними поровну:



В молекуле хлороводорода HCl химическая связь уже *полярная*, так как электронная плотность на атоме хлора (элемента с большей электроотрицательностью) значительно выше, чем на атоме водорода:



Ковалентная связь, например $\text{H} - \text{H}$, может быть образована путем обобществления электронов двух нейтральных атомов:

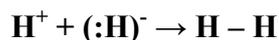


или



Такой механизм образования связи называется *обменным* или *равноценным*.

По другому механизму та же ковалентная связь Н – Н возникает при обобществлении электронной пары гидрид-иона Н катионом водорода Н⁺:

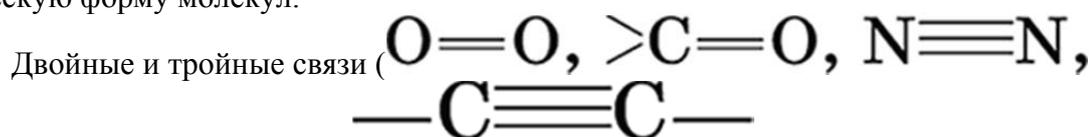


или



Катион Н⁺ в этом случае называют *акцептором*, а анион Н – *донором* электронной пары. Механизм образования ковалентной связи при этом будет *донорно-акцепторным*, или *координационным*.

Одинарные связи (Н – Н, F – F, Н – Cl, Н – N) называются *σ-связями*, они определяют геометрическую форму молекул.



) содержат одну σ-составляющую и одну или две π-составляющие; σ-составляющая, являющаяся основной и условно образующаяся первой, всегда прочнее π-составляющих.

Физическими (реально измеряемыми) характеристиками химической связи являются ее энергия, длина и полярность.

Энергия химической связи ($E_{\text{св}}$) – это теплота, которая выделяется при образовании данной связи и затрачивается на ее разрыв. Для одних и тех же атомов одинарная связь всегда **слабее**, чем кратная (двойная, тройная).

Длина химической связи ($l_{\text{св}}$) – межъядерное расстояние. Для одних и тех же атомов одинарная связь всегда **длиннее**, чем кратная.

Полярность связи измеряется *электрическим дипольным моментом* p – произведением реального электрического заряда (на атомах данной связи) на длину диполя (т. е. длину связи). Чем больше дипольный момент, тем выше полярность связи. Реальные электрические заряды на атомах в ковалентной связи всегда меньше по значению, чем степени окисления элементов, но совпадают по знаку; например, для связи Н⁺¹–Cl⁻¹ реальные заряды равны Н^{+0,17}–Cl^{-0,17} (двухполюсная частица, или диполь).

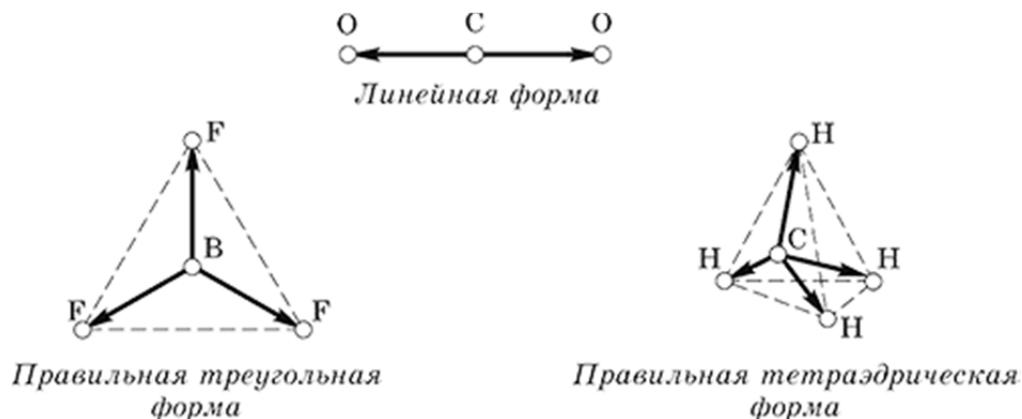
Полярность молекул определяется их составом и геометрической формой.

Неполярными ($p = 0$) будут:

а) молекулы **простых** веществ, так как они содержат только неполярные ковалентные связи;

б) **многоатомные** молекулы **сложных** веществ, если их геометрическая форма *симметрична*.

Например, молекулы CO₂, BF₃ и CH₄ имеют следующие направления равных (по длине) векторов связей:



При сложении векторов связей их сумма всегда обращается в нуль, и молекулы в целом неполярны, хотя и содержат полярные связи.

Полярными ($p > 0$) будут:

а) **двухатомные** молекулы **сложных** веществ, так как они содержат только полярные связи;

б) **многоатомные** молекулы **сложных** веществ, если их строение *асимметрично*, т. е. их геометрическая форма либо незавершенная, либо искаженная, что приводит к появлению суммарного электрического диполя, например у молекул NH_3 , H_2O , HNO_3 и HCN .

Сложные ионы, например NH_4^+ , SO_4^{2-} и NO_3^- , не могут быть диполями в принципе, они несут только один (положительный или отрицательный) заряд.

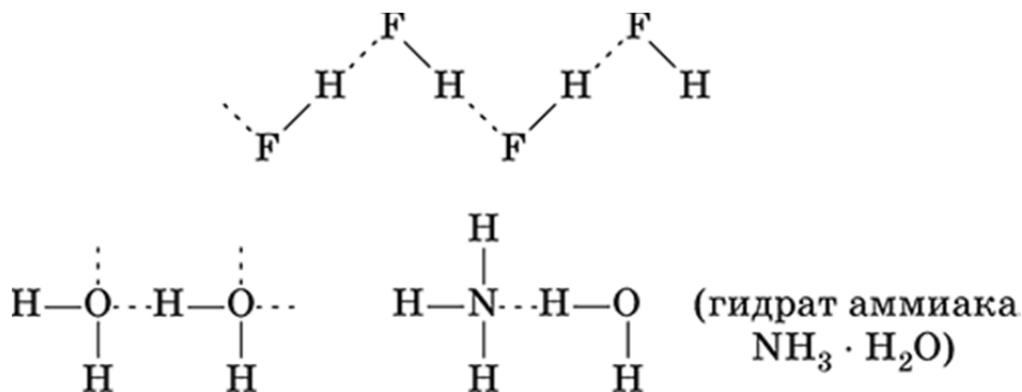
Ионная связь возникает при электростатическом притяжении катионов и анионов почти без обобществления пары электронов, например между K^+ и I^- . У атома калия – недостаток электронной плотности, у атома иода – избыток. Такую связь считают **предельным** случаем ковалентной связи, поскольку пара электронов находится практически во владении у аниона. Такая связь наиболее характерна для соединений типичных металлов и неметаллов (CsF , NaBr , CaO , K_2S , Li_3N) и веществ класса солей (NaNO_3 , K_2SO_4 , CaCO_3). Все эти соединения при комнатных условиях представляют собой кристаллические вещества, которые объединяют общим названием *ионные кристаллы* (кристаллы, построенные из катионов и анионов).

Известен еще один вид связи, называемой *металлической связью*, в которой валентные электроны так непрочно удерживаются атомами металлов, что фактически не принадлежат конкретным атомам.

Атомы металлов, оставшиеся без четко принадлежащих им внешних электронов, становятся как бы положительными ионами. Они образуют *металлическую кристаллическую решетку*. Совокупность обобществленных валентных электронов (*электронный газ*) удерживает положительные ионы металла вместе и в определенных узлах решетки.

Помимо ионных и металлических кристаллов существуют еще *атомные* и *молекулярные* кристаллические вещества, в узлах решеток которых находятся атомы или молекулы соответственно. Примеры: алмаз и графит – кристаллы с атомной решеткой, иод I_2 и диоксид углерода CO_2 (сухой лед) – кристаллы с молекулярной решеткой.

Химические связи существуют не только внутри молекул веществ, но могут образовываться и между молекулами, например для жидкого HF , воды H_2O и смеси $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$:



Водородная связь образуется за счет сил электростатического притяжения полярных молекул, содержащих атомы самых электроотрицательных элементов – F, O, N. Например, водородные связи имеются в HF, H₂O и NH₃, но их нет в HCl, H₂S и PH₃.

Водородные связи малоустойчивы и разрываются довольно легко, например при плавлении льда и кипении воды. Однако на разрыв этих связей затрачивается некоторая дополнительная энергия, и поэтому температуры плавления (табл. 5) и кипения веществ с водородными связями

Т а б л и ц а 5

Вещество	Водородные связи	$t_{пл.}^{\circ C}$	$t_{кип.}^{\circ C}$
HF	Есть	-83,4	+19,5
HCl	Нет	-111,0	-85,1
H ₂ O	Есть	± 0	+100
H ₂ S	Нет	-85,5	-60,4

(например, HF и H₂O) оказываются значительно выше, чем у подобных веществ, но без водородных связей (например, HCl и H₂S соответственно).

Многие органические соединения также образуют водородные связи; важную роль водородная связь играет в биологических процессах.

Примеры заданий части А

1. Вещества только с ковалентными связями – это

- 1) SiH₄, Cl₂O, CaBr₂
- 2) NF₃, NH₄Cl, P₂O₅
- 3) CH₄, HNO₃, Na(CH₃O)
- 4) CCl₂O, I₂, N₂O

2–4. Ковалентная связь

2. одинарная
3. двойная
4. тройная

присутствует в веществе

- 1) KCl
- 2) N₂
- 3) S₂
- 4) H₂S

5. Кратные связи имеются в молекулах

- 1) HCOOH

- 2) CCl_4
- 3) C_3H_8
- 4) C_3H_4

6. Частицы, называемые радикалами, – это

- 1) SO_2
- 2) ClO_2
- 3) C_2H_6
- 4) C_2H_5

7. Одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму в наборе ионов

- 1) SO_4^{2-} , NH_4^+
- 2) H_3O^+ , NH_4^+
- 3) PO_4^{3-} , NO_3^-
- 4) PH_4^+ , SO_3^{2-}

8. Наиболее прочная и короткая связь – в молекуле

- 1) H_2O
- 2) H_2S
- 3) HF
- 4) PH_3

9. Вещества только с ионными связями – в наборе

- 1) HCl , KCl
- 2) NH_4Cl , SiCl_4
- 3) NaF , CsCl
- 4) NaI , P_2O_5

10–13. Кристаллическая решетка вещества

10. Si
 11. H_2SO_4
 12. Cr
 13. $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 1) металлическая
 - 2) ионная
 - 3) атомная
 - 4) молекулярная

Ответы

1. 4. 2. 4. 3. 3. 4. 2. 5. 1, 4. 6. 2, 4. 7. 2. 8. 3. 9. 3. 10. 3. 11. 4. 12. 1. 13. 2.