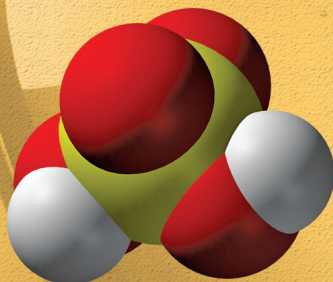
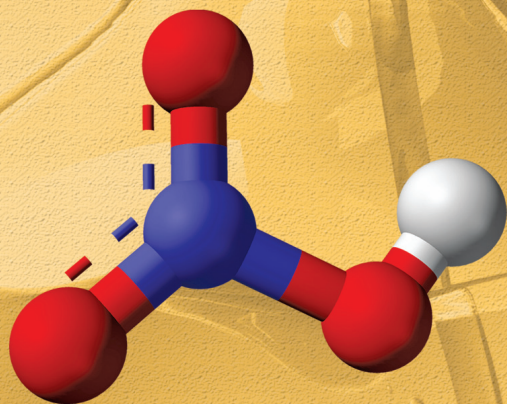
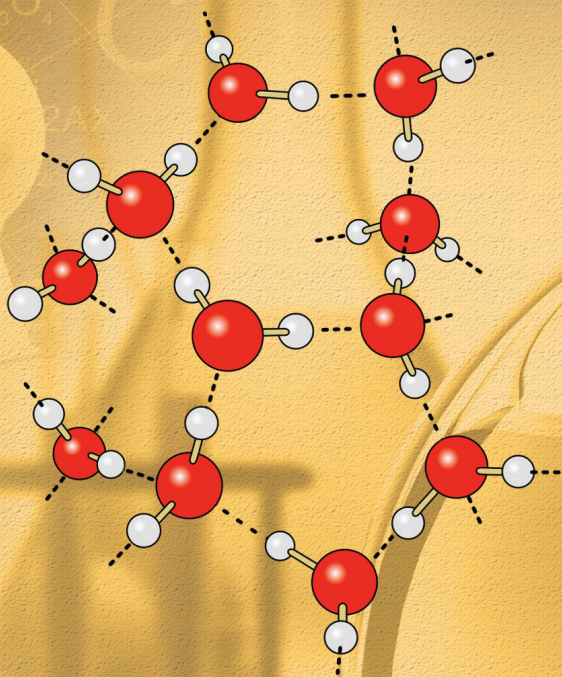


ХИМИЯ

УЧЕБНИК



8



ГЕЙДАР АЛИЕВ
ОБЩЕНАЦИОНАЛЬНЫЙ ЛИДЕР
АЗЕРБАЙДЖАНСКОГО НАРОДА

РАФИГА АЛИЕВА, ВАГИФ АББАСОВ,
АБЕЛЬ МАГЕРРАМОВ, МУТАЛЛИМ АББАСОВ,
СЕВИНДЖ ГАДЖИЕВА, НАСИМ АБЫШЕВ,
ВЕЛИ АЛИЕВ, АКИФ АЛИЕВ

ХИМИЯ 8

УЧЕБНИК

*по предмету Химия для 8-го класса
общеобразовательных школ*

Замечания и предложения, связанные
с этим изданием, просим отправлять на электронные адреса:

aspoligraf.ltd@gmail.com и derslik@edu.gov.az

Заранее благодарим за сотрудничество!



БАКУ – 2018

СОДЕРЖАНИЕ

ГЛАВА I. ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Оксиды – их наименование, классификация и физические свойства	7
2. Получение и химические свойства оксидов	11
3. Классификация оснований – состав, наименование и получение	15
4. Физические и химические свойства оснований	18
5. Классификация кислот – состав, наименование и методы получения.....	23
6. Физические и химические свойства кислот	26
7. Соли – состав, классификация, наименование и методы получения.....	32
8. Важнейшие свойства солей	36
9. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений.....	41

ГЛАВА II. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

10. Классификация химических реакций.....	44
11. Скорость химических реакций	48
12. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.....	52
13. Катализаторы и каталитические реакции	56
14. Химическое равновесие	59
15. Факторы, влияющие на химическое равновесие.....	64

ГЛАВА III. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И СТРОЕНИЕ АТОМА

16. Периодический закон	71
17. Периодическая система химических элементов	73

18. Модели атомов. Электронные орбитали	76
19. Строение электронного слоя атомов	79
20. Последовательность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами. Электронные формулы атомов.....	81
21. Электронное строение элементов I—IV периодов	86
22. Стационарное (нормальное) и возбужденное состояние атомов.....	89
23. Определение свойств элемента на основе строения атома	91
24. Периодичность свойств элементов. Значение периодического закона	94

ГЛАВА IV. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

25. Электроотрицательность химических элементов	99
26. Химическая связь. Ковалентная связь.....	101
27. Механизм образования ковалентной связи	104
28. Виды ковалентной связи	107
29. Свойства ковалентной связи	111
30. Гибридизация орбиталей атома и ее влияние на форму молекулы	114
31. Ионная связь	121
32. Металлическая и водородная связи	124
33. Типы кристаллических решеток	127

ГЛАВА V. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

34. Степень окисления	131
35. Окислительно-восстановительные реакции	135
36. Составление окислительно-восстановительных реакций.....	139
37. Типы окислительно-восстановительных реакций	143
38. Частные случаи окислительно-восстановительных реакций	146

ГЛАВА VI. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ГИДРОЛИЗ

39. Сущность процессов электролитической диссоциации	150
40. Гидратная теория.....	154

41. Диссоциация кислот и оснований	157
42. Диссоциация солей	160
43. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты	164
44. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации	168
45. Реакции ионного обмена	171
46. Электролиз	177
47. Электролиз водных растворов электролитов	181
48. Факторы, влияющие на процесс электролиза. Применение электролиза	188
49. Гидролиз солей	190
50. Факторы, влияющие на гидролиз. Степень гидролиза	195

ГЛАВА I

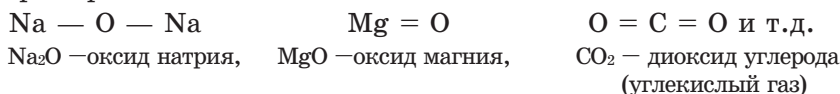
ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Оксиды — их наименование, классификация и физические свойства

При изучении в VII классе темы кислорода вы уже ознакомились с некоторыми оксидами. А теперь вы ознакомитесь с оксидами более подробно.

Сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых является кислородом, называются оксидами.

В оксидах кислород соединяется лишь с атомом другого элемента. Например:



Соединения, в которых атомы кислорода соединены между собой, называются пероксидами.

Например:



Существуют также другие бинарные кислородные соединения, которые не являются оксидами. Например: супероксиды — NaO_2 , KO_2 и озонид калия — KO_3 — не являются оксидами.

Наименование оксидов. Некоторые оксиды имеют условные, «тривиальные» названия. Например: CO — угарный газ, CO_2 — углекислый газ, SO_2 — сернистый газ, N_2O — веселящий газ, SiO_2 — кварц, песок. При наименовании оксидов металлов по Международной номенклатуре вначале дается слово «оксид», далее — название металла, после которого в скобках римскими цифрами указывается его валентность. Если металл имеет постоянную валентность, то его валентность не указывается.

Металлы с постоянной валентностью:

I-валентные — Li, Na, K, Rb, Cs

II-валентные — Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn

III-валентные — Al

В оксидах металлов и большинства неметаллов кислород II-валентный. Вы уже в VII классе проходили правило записывания формулы по валентности. На основе этого правила вы также можете записать формулу оксидов других металлов с переменной валентностью.



Оксиды металлов	Международное название	Оксиды металлов	Международное название
Li_2O	Оксид лития	ZnO	Оксид цинка
K_2O	Оксид калия	Al_2O_3	Оксид алюминия
CuO	Оксид меди(II)	CrO	Оксид хрома(II)
Cu_2O	Оксид меди(I)	Cr_2O_3	Оксид хрома(III)
Fe_2O_3	Оксид железа (III)	CrO_3	Оксид хрома(VI)

Прежде оксиды неметаллов называли подобно оксидам металлов с переменной валентностью. В настоящее же время при наименовании оксидов неметаллов по современной Международной номенклатуре соблюдаются следующие правила. Вначале указывается по-гречески количество атомов кислорода и добавляется слово оксид. По-гречески 1 – моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта и др.

Затем указывается название первого элемента, образующего оксид (если число первого элемента составляет 1, то оно не указывается, а дается лишь название элемента). Например:

Оксиды	Прежнее название	Международное название
CO	Оксид углерода(II)	Моноксид углерода
CO_2	Оксид углерода(IV)	Диоксид углерода
SO_3	Оксид серы(VI)	Триоксид серы
NO	Оксид азота(II)	Моноксид азота
N_2O_3	Оксид азота(III)	Триоксид диазота
NO_2	Оксид азота(IV)	Диоксид азота

Классификация оксидов. Большинство оксидов, соединяясь с водой, образуют основания и кислоты. По своим химическим свойствам оксиды делятся на две группы: солеобразующие и несолеобразующие оксиды.

Оксиды, не взаимодействующие с кислотами и основаниями, называются несолеобразующими оксидами. Примерами таких оксидов являются N_2O , NO , CO , SiO и др.

Оксиды, взаимодействующие с кислотами и основаниями, образуя соль и воду, называются солеобразующими оксидами. Солеобразующие оксиды подразделяются на *основные, кислотные, амфотерные и смешанные оксиды.*

Основные оксиды. **Оксиды, взаимодействующие с кислотами и кислотными оксидами, образуя соли, называются основными оксидами.** Примерами основных оксидов являются Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , MgO , CaO , SrO , BaO , HgO , MnO , FeO , Cu_2O , CuO , NiO , Ag_2O и др.



Кислотные оксиды. Оксиды, взаимодействующие с основаниями и основными оксидами, образуя соли, называются **кислотными оксидами**.

Кислотные оксиды также называют кислотными ангидридами.

Примерами кислотных оксидов являются B_2O_3 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , CO_2 , SO_2 , SO_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 , Cl_2O_7 , SiO_2 и др.

Амфотерные оксиды. Оксиды, взаимодействующие как с кислотами (или кислотными оксидами), так и с основаниями (или основными оксидами), образуя соль, называются **амфотерными оксидами**.

Иными словами, оксиды, которые в зависимости от условий проявляют свойства как кислотных, так и основных оксидов, называются амфотерными оксидами. Примерами амфотерных оксидов служат BeO , ZnO , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2 , PbO , PbO_2 и др.

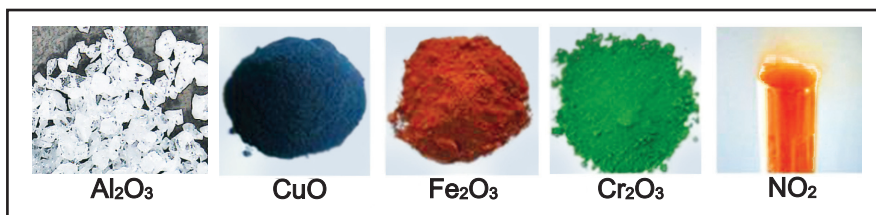
Смешанные оксиды. Соединения Pb_2O_3 , Mn_3O_4 , Fe_3O_4 называются двойными или смешанными оксидами. В смешанных оксидах в состав молекулы входят атомы с различными показателями валентности.



Таблица 1

Физические свойства оксидов

Оксиды	Агрегатное состояние (в н.у.)	Цвет	Особенности
CO_2	газ	бесцветный	Без запаха, растворяется в воде
SO_2	газ	бесцветный	С резким запахом, растворяется в воде
CO	газ	бесцветный	Без запаха, ядовитый, удушливый, не растворяется в воде
SO_3	в твердом состоянии	бесцветный	Водопоглощающий (гигроскопический), растворимый в воде
P_2O_5	в твердом состоянии	белый	Водопоглощающий, растворимый в воде
SiO_2	в твердом состоянии	бесцветный	Нерастворим в воде
NO_2	газ	бурый	С резким запахом



Все основные, амфотерные и смешанные оксиды в нормальных условиях находятся в твердом состоянии. Кислотные оксиды бывают в трех агрегатных состояниях (в газообразном – CO_2 , SO_2 , NO_2 – и др., жидком – SO_3 , Cl_2O_7 и др., твердом – P_2O_5 , SiO_2 , N_2O_5 , CrO_3 и др.).



Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Оксиды

- | | | | |
|---------------------|------------------|----------------------------|------------------|
| 1. Основные оксиды | a) SO_3 | b) Fe_3O_4 | |
| 2. Кислотные оксиды | c) CuO | d) Al_2O_3 | e) CO_2 |
| 3. Смешанные оксиды | | | |

2) Определите соответствие.

- | | | | |
|---------------------------------------|-----------------------|------------------|--|
| 1. Международное название оксида | a) оксид железа (III) | b) угарный газ | |
| 2. Историческое, тривиальное название | c) оксид натрия | d) веселящий газ | |
| | e) оксид цинка | | |

3) Определите соответствие.

1. В международном названии указывается валентность элемента, образующего оксид.
2. В международном названии валентность элемента, образующего оксид, не указывается.
- | | | | | |
|-----------------|----------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| a) CuO | b) Al_2O_3 | c) FeO | d) MgO | e) MnO |
|-----------------|----------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|

4) Определите соответствие.

Оксиды

- | | | | |
|---------------------|----------------------------|-----------------|------------------|
| 1. Амфотерный оксид | a) CuO | b) ZnO | c) NO_2 |
| 2. Основной оксид | d) Fe_2O_3 | e) CaO | f) BeO |
| 3. Кислотный оксид | | | |

5) Выберите солеобразующие оксиды.

- | | | |
|--------------------|----------------------|-----------------------|
| 1) монооксид азота | 2) оксид железа (II) | 3) монооксид углерода |
| 4) оксид калия | 5) оксид меди (II) | 6) монооксид диазота |

6) Определите соответствие.

Оксиды

Тип оксида

- | | | |
|----------------------------|--------------------|---------------------|
| 1. Cu_2O | a) основной оксид | b) амфотерный оксид |
| 2. Cr_2O_3 | c) кислотный оксид | d) смешанный оксид |
| 3. P_2O_5 | | |

7) Заполните таблицу.

Формула оксида	Международное название оксида	Тип оксида
NO		
	Оксид алюминия	
Cr_2O_3		
	Оксид меди (II)	

8) Какими элементами могут быть X, Y и Z?

Оксиды	Агрегатное состояние в нормальных условиях	Тип оксида
XO_2	газ	кислотный оксид
YO	в твердом состоянии	амфотерный оксид
Z_2O	в твердом состоянии	основной оксид

- 1) C 2) Na 3) Zn
4) S 5) K 6) Be

9) Каким элементом является X? $A_r(\text{O})=16$

Оксид	$\omega(\text{X})$ в оксиде
ХО	80%

- a) ^{12}C b) ^{64}Cu c) ^{56}Fe
d) ^{40}Ca e) ^{65}Zn



10) Определите соответствие.

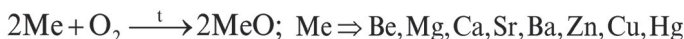
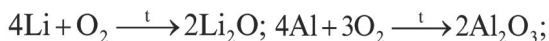
Кислотные оксиды	Агрегатное состояние в обычных условиях
1	газ
2	жидкий
3	твердый

- a) P_2O_5 b) Al_2O_3 c) SO_3
d) N_2O_5 e) CO_2

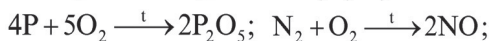
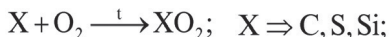
2. Получение и химические свойства оксидов

Оксиды получают несколькими методами:

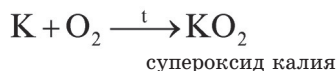
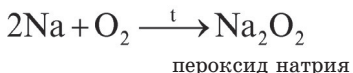
1) Непосредственное взаимодействие простых веществ с кислородом



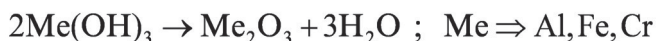
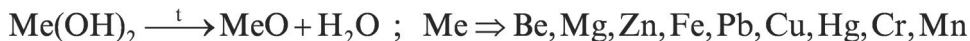
$Me + O_2 \rightarrow$ реакция не протекает ($Me \Rightarrow Ag, Au, Pt$)



Хотя металлы *Na* и *K* и вступают в реакцию соединения с O_2 , но оксид не получается.

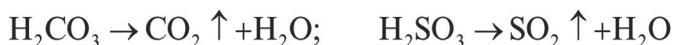


2) Разложение гидроксидов малоактивных металлов (т.е. нерастворимых в воде оснований)

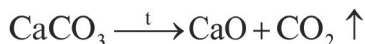


Растворимые в воде основания (щелочи *LiOH*, *NaOH*, *KOH*, *Ca(OH)₂*, *Ba(OH)₂*) при нагревании до температуры плавления не разлагаются.

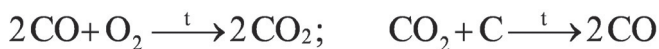
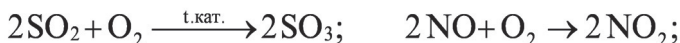
3) Разложение неустойчивых или слабых кислот.



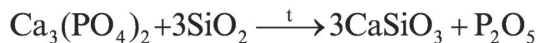
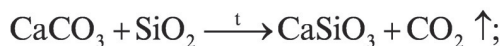
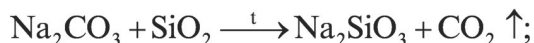
4) Разложение некоторых солей



5) Если элемент образует несколько оксидов, путем окисления оксида с низковалентным элементом или, наоборот, восстановления оксида с высоковалентным элементом можно получить новые оксиды:



6) *Вытеснение одного оксида другим оксидом* т.е. вытеснение не-летучими оксидами летучих оксидов из их солей.



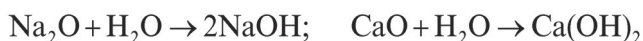
Эти реакции являются необратимыми.

7) *Оксиды можно также получить в результате горения некоторых сложных веществ.*



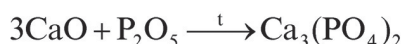
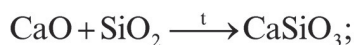
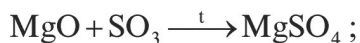
Химические свойства оксидов. В 1-ой теме отмечалось, что оксидным группам присущи различные свойства. Изучим химические свойства каждого оксидного типа в отдельности.

1) Из **основных оксидов** лишь Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , CaO , SrO и BaO , вступая в обычных условиях в реакцию соединения с водой, образуют гидроксиды (щелочи).



Другие основные оксиды не вступают в реакцию с водой.

2) Основные оксиды, вступая во взаимодействие с кислотными оксидами, образуют соли. Эти реакции также относятся к реакциям соединения.

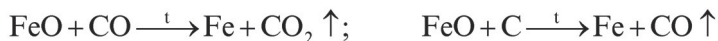


3) Основные оксиды вступают с кислотами в реакцию обмена.



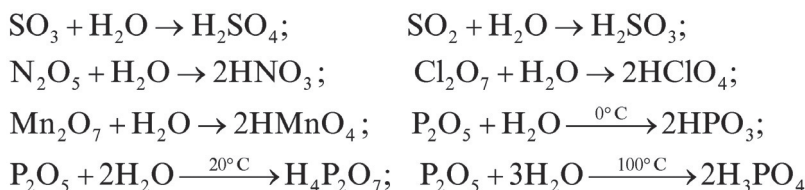
Основные оксиды не вступают в реакцию с щелочами.

4) Основные оксиды малоактивных металлов (например, CuO , FeO , MnO , CrO и др.) восстанавливаются посредством H_2 , C , CO до металла (Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO , BaO и др. в эти реакции не вступают, т.е. не восстанавливаются до металла).

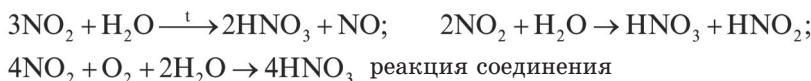


5) Кроме SiO_2 и NO_2 все другие кислотные оксиды, вступая в реакцию соединения с водой, образуют кислоты. Эти реакции называются реакциями гидратации.

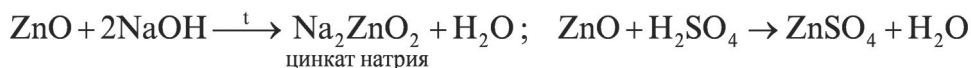




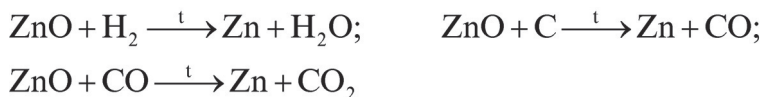
В то время как SiO_2 ни при каких условиях не вступает в реакцию с водой, NO_2 в зависимости от условий, вступает в различные реакции, которые не являются реакциями соединения (реакция соединения происходит только при участии O_2).



6) Амфотерные оксиды ни при каких условиях не вступают в реакцию с водой. Амфотерным оксидам присущи двойственные свойства. Они вступают в реакции как с кислотами, так и с щелочами.



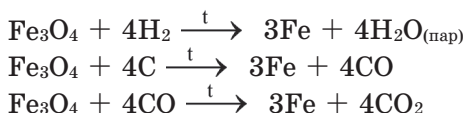
7) Амфотерные оксиды можно восстанавливать посредством H_2 , C , CO до металла:



8) Смешанные оксиды ни при каких условиях не вступают в реакцию с водой. При их вступлении в реакцию с кислотами образуются две различные соли. Например:



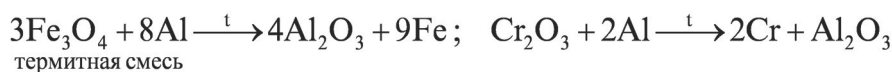
9) Смешанные оксиды также можно восстанавливать посредством C , H_2 , CO до металла.



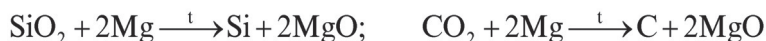
10) Некоторые оксиды при нагревании разлагаются до металла.



11) Некоторые оксиды можно восстанавливать активными металлами до свободного металла.



12) Некоторые оксиды неметаллов можно восстанавливать посредством Mg до неметалла.



Подобное восстановление оксидов до свободного металла или неметалла (4, 7, 9, 11, 12 свойства) является реакцией замещения.

Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

1. При непосредственном взаимодействии с кислородом оксид не получается.
2. При непосредственном взаимодействии с кислородом получается несолеобразующий оксид.
3. При непосредственном взаимодействии с кислородом получается солеобразующий оксид.

a) N₂ b) Fe c) Na d) S e) K

2) Определите относительную атомную массу металла.

$A_r(\text{O})=16$; $M_r(\text{H}_2\text{O})=18$

Разлагающееся вещество	Потеря массы при полном разложении (в %)
Me(OH) ₂	20

3) При каких реакциях получится оксид?

- 1) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \xrightarrow{t}$
- 2) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$
- 3) $\text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \xrightarrow{t}$
- 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$
- 5) $\text{CaSiO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t}$
- 6) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$

4) Какие основания разлагаются при нагревании их до температуры плавления?

- 1) NaOH
- 2) Ca(OH)₂
- 3) Fe(OH)₃
- 4) Zn(OH)₂
- 5) Mg(OH)₂
- 6) Al(OH)₃
- 7) KOH
- 8) Ba(OH)₂
- 9) Cu(OH)₂

5) Какие основные оксиды можно восстанавливать посредством H₂ до металла?

- 1) CaO
- 2) CuO
- 3) Al₂O₃
- 4) FeO
- 5) ZnO
- 6) CrO

6) Вычислите массу (в граммах) вступающего в реакцию оксида меди(II) и объем водорода (в н.у. в литрах), а также массу (в граммах) полученного в результате реакции твердого остатка. $A_r(\text{Cu})=64$; $A_r(\text{O})=16$

Вещества, полностью вступившие в реакцию		Уменьшение массы (в граммах) твердого вещества
CuO	H ₂	2



7) Какими металлами могут быть X, Y и Z ?

Металл	O ₂ , вступающий в реакцию соединения с 1 моль металла
X	0,5 моль
Y	0,25 моль
Z	0,75 моль

- 1) Li 2) Na
3) Al 4) Cu
5) Fe 6) Zn

8) Какими оксидами могут быть X, Y и Z?

Оксиды	Продукты взаимодействия с водой
X	кислота
Y	основание
Z	нет

- 1) Na₂O 2) CuO 3) SO₃
4) SiO₂ 5) ZnO 6) CaO

9) Какими оксидами может быть X?

Оксиды	Вещество, вступившее в реакцию замещения
X	Mg

- 1) K₂O 2) SiO₂ 3) CaO
4) CO₂ 5) Na₂O

10) Какие реакции не протекают?

- 1) Na₂O + H₂O → 2) ZnO + H₂O →
3) SO₃ + H₂O → 4) CuO + H₂O →
5) Al₂O₃ + H₂O → 6) Fe₃O₄ + H₂O →

3. Классификация оснований – состав, наименование и получение

Состав оснований. При изучении химических свойств оксидов мы выяснили, что при вступлении в реакцию с водой активных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba) и их оксидов образуются гидроксиды металлов. Гидроксиды металлов также называют основаниями. Основания выражаются общей формулой: Me(OH)_n.

Сложные вещества, в составе которых содержатся одна или несколько гидроксильных групп (OH), соединенных с атомами металлов, называются основаниями. Число гидроксильных групп в составе оснований соответствует валентности металла, так как группа OH одновалентна.

Например: $\overset{\text{I}}{\text{Na}}\text{OH}$; $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\text{OH})_2$; $\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\text{OH})_3$

Растворимость оснований в воде. По своей растворимости в воде основания делятся на две группы: растворимые и нерастворимые в воде основания. Растворимые в воде основания называют щелочами.



Щелочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.

Гидроксиды других металлов не растворяются или очень мало растворяются в воде.

Часть нерастворимых в воде оснований обладает амфотерными (двойственными) свойствами.

Основания, вступающие в реакцию как с кислотами, так и с щелочами, образуя соли и воду, называют амфотерными основаниями.

Например:



Число гидроксильных групп в составе оснований определяет их кислотность.

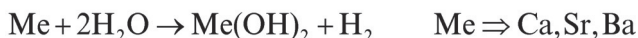
Наименование оснований. Если металл, образующий основание, имеет постоянную валентность, то вначале указывается слово «гидроксид», а затем название металла. Если металл обладает переменной валентностью, то ее отмечают после слов «гидроксид» и названия металла римскими цифрами в скобках.

Однокислотные основания	Название	Двухкислотные основания	Название
LiOH	Гидроксид лития	Mg(OH) ₂	Гидроксид магния
NaOH	Гидроксид натрия	Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция
KOH	Гидроксид калия	Cu(OH) ₂	Гидроксид меди(II)
CuOH	Гидроксид меди(I)	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа(II)
Трехкислотные основания	Название	Cr(OH) ₂	Гидроксид хрома(II)
Al(OH) ₃	Гидроксид алюминия	Pb(OH) ₂	Гидроксид свинца(II)
Fe(OH) ₃	Гидроксид железа(III)	Zn(OH) ₂	Гидроксид цинка
Cr(OH) ₃	Гидроксид хрома(III)	Ba(OH) ₂	Гидроксид бария

Методы получения оснований

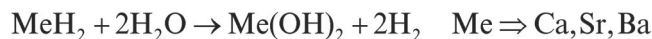
Получение щелочей в лабораторных условиях:

1) При взаимодействии активных металлов (щелочных металлов – Li, Na, K, Rb, Cs и щелочноземельных металлов – Ca, Sr, Ba) с водой посредством реакции замещения образуются щелочи.

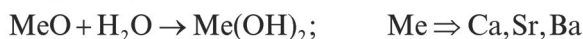


Эти реакции протекают в обычных условиях.

2) В результате взаимодействия в обычных условиях гидридов щелочных и щелочноземельных металлов с водой образуются щелочи.



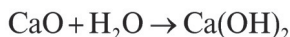
3) В результате реакции соединения оксидов щелочных и щелочно-земельных металлов с водой получается щелочь.



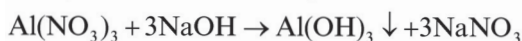
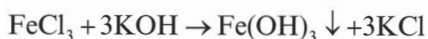
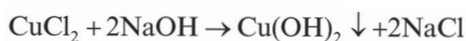
4) В промышленности щелочи получают путем воздействия постоянного тока (т.е. электролизом) на водные растворы хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов. (Эти реакции также являются окислительно-восстановительными реакциями).



$Ca(OH)_2$ в промышленности получают путем реакции гашения негашеной извести.

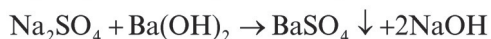
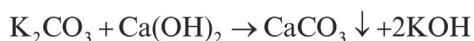


5) Существует один метод получения нерастворимых в воде оснований. Для этого к раствору растворимой соли металла следует добавить щелочь (реакции обмена).



(знак $\downarrow$ указывает на образование осадка).

Получение растворимых оснований подобным способом возможно в том случае, если в результате реакции получится нерастворимая соль. Например:



Проверка знаний и способностей

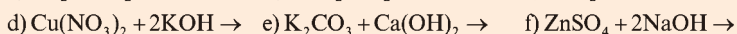
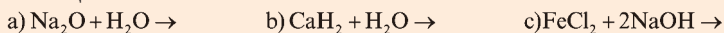
1) Определите соответствие.

- | | | |
|---|---------------|---------------|
| 1. Растворимое в воде основание. | a) $Fe(OH)_3$ | b) $Cu(OH)_2$ |
| 2. Нерастворимое в воде основание, не амфотерное. | c) $NaOH$ | d) $Cr(OH)_2$ |
| 3. Нерастворимое в воде основание, амфотерное. | e) $Ca(OH)_2$ | f) $Zn(OH)_2$ |
| | g) KOH | |

2) Определите соответствие.

1. Продукт реакции – щелочь
2. Продукт реакции – нерастворимое в воде основание

Реакции



3) В результате взаимодействия каких веществ с водой получится щелочь?

- | | | | | | |
|-------|-------|------------|------|-----------|-------|
| 1) Na | 2) Zn | 3) CaH_2 | 4) K | 5) K_2O | 6) Fe |
|-------|-------|------------|------|-----------|-------|

4) $Me_xO_y + H_2O \rightarrow$ щелочь. Какими металлами может быть Me ?

- | | | | | | | |
|-------|-------|------|-------|-------|-------|-------|
| 1) Na | 2) Fe | 3) K | 4) Al | 5) Ca | 6) Zn | 7) Cu |
|-------|-------|------|-------|-------|-------|-------|



5) Заполните таблицу.

Формула основания	Международное название	Вид
NaOH		однокислотное
	Гидроксид железа(III)	
Ca(OH) ₂		
	Гидроксид хрома(III)	

6) Определите вещества X, Y и Z.

Вещества	Продукты взаимодействия с водой		
	щелочь	оксид	H ₂
X	+	—	+
Y	—	+	+
Z	+	—	—

- 1) Fe 2) Na 3) Na₂O
4) NaH 5) Zn 6) CaO

7) Определите оксиды X, Y и Z.

Оксиды	Продукт реакции с водой
X	основание
Y	нет
Z	кислота

- 1) ZnO 2) CaO 3) SO₃
4) FeO 5) NO₂ 6) K₂O
7) Al₂O₃

8) Определите основания X и Y.

Основания	Процесс, протекающий при нагревании
X	разлагается
Y	не разлагается

- 1) NaOH 2) Al(OH)₃
3) Ca(OH)₂
4) Fe(OH)₂ 5) KOH

9) Выберите уравнения реакций, отражающих методы получения оснований в лабораторных условиях.

- 1) $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$
3) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ 4) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

10) I. соль + NaOH → осадок + соль

II. соль + Ca(OH)₂ → осадок + соль

Какая соль может быть взята в начальной стадии в обоих случаях?

- 1) K₂CO₃ 2) FeCl₃ 3) Na₂SO₄ 4) Al₂(SO₄)₃

4. Физические и химические свойства оснований

В обычных условиях основания — это твердые вещества, в большинстве своем белого цвета. Некоторые нерастворимые в воде основания имеют другие цвета. Например: Cu(OH)₂ — голубого, CuOH — желтого, Fe(OH)₃ — бурого, Fe(OH)₂ — зеленовато-бурого цвета. Все щелочи скользкие как мыло. Растворяясь в воде, они образуют бесцветный раствор. Их растворы можно отличить от других бесцветных растворов при помощи веществ, называемых индикаторами. Слово «индикатор» в переводе с латинского означает «показываю», «определяю». Индикаторы — это сложные





NaOH



Fe(OH)₃



Al(OH)₃



Ca(OH)₂

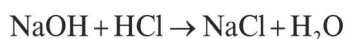
органические соединения. Для определения щелочей (а также кислот) используют такие индикаторы, как *лакмус*, *фенолфталеин*, *метилоранж* (*метиловый оранжевый*). В нижеприведенной таблице 2 показаны изменения цвета индикаторов при действии на них щелочей.

Таблица 2

Индикатор	Свой цвет индикатора	Цвет индикатора при действии щелочей
Лакмус	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	малиновый
Метилоранж	оранжевый	жёлтый

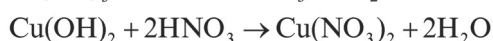
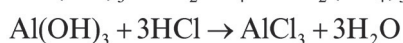
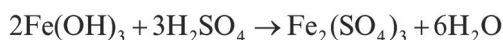
Нерастворимые в воде основания не изменяют цвет индикатора.

Химические свойства оснований. Для всех оснований характерным химическим свойством является их взаимодействие с кислотами. Нальем в стакан (или колбу) на 1/4 разбавленного раствора натриевой щелочи – (NaOH), добавив 1-2 капли лакмуса. Затем к полученному раствору синего цвета будем приливать из бюретки небольшими каплями раствор соляной кислоты до тех пор, пока раствор не станет фиолетового цвета (цвета самого лакмуса). Приобретение лакмусом собственного цвета означает, что в растворе не осталось щелочи: вступив в реакцию с кислотой, она нейтрализовалась, образовав нейтральный раствор. При этом происходит следующая реакция:



Реакции обмена, протекающие между основаниями и кислотами с образованием нормальной соли и воды, называют реакциями нейтрализации.

К реакциям нейтрализации относятся реакции кислот не только с щелочами, но и с нерастворимыми в воде основаниями. Например:



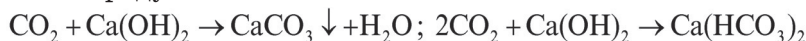
Щелочам и нерастворимым в воде основаниям присущи и отличающие их друг от друга химические свойства. Щелочи вступают в реакцию с кислотными оксидами, а нерастворимые в воде основания — не вступают. 1 моль таких кислотных оксидов, как SO_2 , SO_3 , CO_2 , вступает в реакцию соединения с 1 моль однокислотной щелочи. Например:



В этих реакциях реакция соединения происходит даже в том случае, если кислотного оксида берется в избыточном количестве. При избыточном количестве щелочи, например, в соотношении молей 1:2 получится нормальная соль и вода. Например:



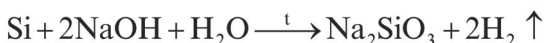
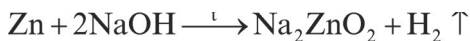
Кислотные оксиды SO_2 , CO_2 , SO_3 в зависимости от соотношения молей, вступают в реакции с двухкислотными щелочами по-разному, образуя разные продукты.



Из кислотных оксидов NO_2 в ходе реакции с щелочами образует две разные соли.



При взаимодействии щелочей из металлов только с амфотерными металлами (*Be*, *Zn*, *Al*), а из неметаллов — только с *Si*, выделяется газ H_2 . Например:



Нерастворимые в воде основания этими свойствами не обладают.

При взаимодействии щелочей с рядом неметаллов образуются соль и вода.



Эти реакции протекают в том же порядке и с бромом.

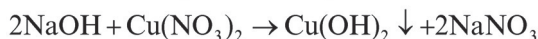
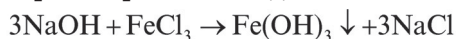
Щелочи вступают во взаимодействие с амфотерными оксидами. Например:



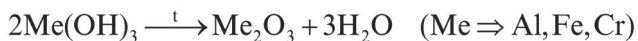
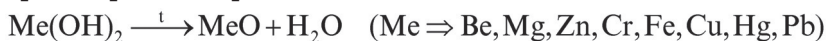
Щелочи также взаимодействуют с амфотерными гидроксидами, образуя соль и воду. Например:



При вступлении щелочей в реакцию с нерастворимыми в воде солями малоактивных металлов (*Mg*, *Al*, *Zn*, *Cr*, *Fe*, *Cu*, *Hg*, *Ag*) образуются новая соль и нерастворимое в воде новое основание.



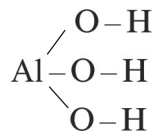
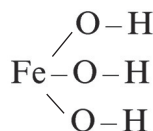
Нерастворимые в воде основания не вступают в реакцию с солями. Щелочи нельзя хранить в открытой посуде, так как они вступают в реакцию с углекислым газом воздуха и при этом у них увеличивается масса. В то время как щелочи не разлагаются, нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются.



Самыми неустойчивыми основаниями являются гидроксиды серебра и ртути. Они подвергаются разложению при комнатной температуре.



Графические формулы оснований:



Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Вещества	Вступившие в реакцию вещества	
	NaOH	H ₂ SO ₄
X	+	+
Y	+	—
Z	—	+

- 1) CO₂

2) ZnO

3) Zn

4) Al(OH)₃

5) CaO

6) FeO

7) Zn(OH)₂

2) Какими веществами может быть X?

Вступившие в реакцию вещества	Продукт реакции
X NaOH (раствор)	H ₂

- 1) Ca

2) Zn

3) Si

4) Mg

5) Al

6) Fe

3) Определите соли X, Y и Z.

Вступившие в реакцию вещества (в моль)		Продукт реакции
CO ₂	NaOH	
1	1	X
1	2	Y
2	1	Z



4) Определите ряд возрастания относительных атомных масс металлов X, Y, Z, если $m_3 > m_1 > m_2$. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$

Основания	Масса (в граммах)	Масса H_2SO_4 , вступившей в реакцию нейтрализации (в граммах)
$\text{X}(\text{OH})_2$	a	m_1
$\text{Y}(\text{OH})_2$	a	m_2
$\text{Z}(\text{OH})_2$	a	m_3

a) $\text{X} < \text{Y} < \text{Z}$ b) $\text{X} < \text{Z} < \text{Y}$ c) $\text{Z} < \text{X} < \text{Y}$ d) $\text{Z} < \text{Y} < \text{X}$ e) $\text{Y} < \text{Z} < \text{X}$ f) $\text{Y} < \text{X} < \text{Z}$

5) Определите основания X, Y, Z и T.

Основания	Цвет
X	белый
Y	голубой
Z	бурый
T	желтый

1) CuOH 2) NaOH 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 6) $\text{Fe}(\text{OH})_2$

6) Определите основания X и Y.

Основания	Образование бесцветного раствора при взаимодействии с водой
X	+
Y	—

1) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 2) NaOH 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 4) KOH 5) $\text{Zn}(\text{OH})_2$

7) Выберите основания, a моль которых вступают в реакцию нейтрализации с a моль HCl .

1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 2) NaOH 3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 4) KOH 5) $\text{Al}(\text{OH})_3$

8) Определите основания X, Y, Z.

Основания	Количество моль H_2SO_4 , вступившей в реакцию нейтрализации
X; a моль	a
Y; $2a$ моль	a
Z; $2a$ моль	$3a$

1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 2) KOH
 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 4) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
 5) NaOH 6) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

9) Определите основания X и Y.

Основания	Вступившие в реакцию вещества	
	кислота	щелочь
X	+	—
Y	+	+

1) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ 2) NaOH
 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$ 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 5) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 6) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

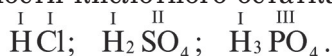


5. Классификация кислот – состав, наименование и методы получения

В VII классе при получении водорода в лабораторных условиях вы ознакомились с двумя представителями кислот – соляной (HCl) и серной (H₂SO₄) кислотами.

Во время опыта мы наблюдали, как в ходе реакций входящие в состав кислот атомы водорода с легкостью замещались атомами металлов. Если мы обратим внимание на формулы обеих известных нам кислот, то увидим, что стоящий на первом месте водород в первом случае с атомом другого неметалла (Cl), а во втором случае – с группой атомов, куда входит и кислород (SO₄). Данные атомы или группы атомов, соединенные с водородом в молекулах кислот, называются кислотными остатками. На основе вышесказанного можно дать следующее определение кислотам:

Сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, и кислотных остатков, называются кислотами. Число атомов водорода, способных замещаться атомами металла в молекуле кислоты, показывает *основность* кислоты и соответствует валентности кислотного остатка. Например:



Заряд кислотного остатка всегда отрицательный (-); по числовому значению он равен основности кислоты. Названия кислот заимствованы из латинского названия образующих их неметаллов. В бескислородных кислотах к окончанию названий элементов, образующих кислоты, добавляется суффикс «ид». Например, соляная кислота – (HCl). Если в кислородсодержащих кислотах элемент, образующий кислоту, обладает высокой валентностью, то к его окончанию добавляется суффикс «ат», а если средней валентностью – то суффикс «ит». Например, серная кислота (H₂SO₄) – сульфат, сернистая кислота (H₂SO₃) – сульфит. Кислоты классифицируются по их основности – одноосновные, двухосновные, трехосновные, и по своему составу: кислородсодержащие и бескислородные. В таблице 3 даны названия, формулы, кислотные остатки и основность некоторых кислот.

Таблица 3

Кислоты					
Бескислородные кислоты	Кислотные остатки	Основность	Кислородсодержащие кислоты	Кислотные остатки	Основность
Фтороводородная кислота HF	F ⁻	1	Серная кислота H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	2
Соляная кислота HCl	Cl ⁻	1	Сернистая кислота H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	2
Бромоводородная кислота HBr	Br ⁻	1	Угольная кислота H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	2
Иодоводородная кислота HI	I ⁻	1	Метакремниевая кислота H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	2
Циановодородная кислота HCN	CN ⁻	1	Азотная кислота HNO ₃	NO ₃ ⁻	1
Сероводородная кислота H ₂ S	S ²⁻	2	Азотистая кислота HNO ₂	NO ₂ ⁻	1
Селеноводородная кислота H ₂ Se	Se ²⁻	2	Фосфорноватистая кислота H ₃ PO ₂	H ₂ PO ₂ ⁻	1
			Ортофосфорная кислота H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	3
			Фосфористая кислота H ₃ PO ₃	HPO ₃ ²⁻	2

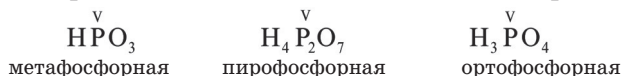


Активность кислот определяется степенью концентрации ионов водорода, образовавшихся в их водных растворах (моль/л). По своей активности кислоты подразделяются на три группы (таблица 4).

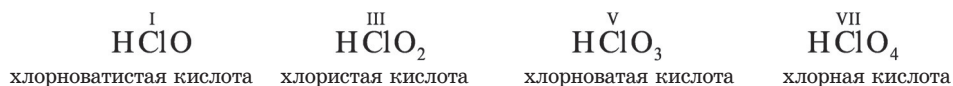
Таблица 4

Кислоты		
Сильные кислоты	Средние кислоты	Слабые кислоты
HCl, HBr, HI	H_2SO_3	H_2S, H_2CO_3
$HNO_3, HClO_4, H_2SO_4$	H_3PO_4	H_2SiO_3, CH_3COOH

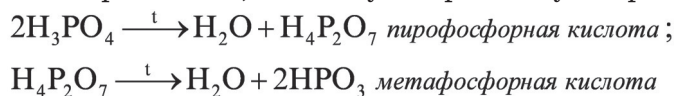
Молекулы ряда кислотных оксидов при различных условиях присоединяют к себе различное количество молекул воды. К названию кислоты, присоединившей к себе наибольшее количество молекул воды, добавляется приставка «орто», а при меньшем количестве – «мета». Т.е. если кислотообразующий элемент, образует несколько кислот с одинаковой валентностью, то к названию кислоты, в которой к одному атому данного элемента присоединено наибольшее количество атомов кислорода, добавляется приставка «орто», а при наименьшем количестве атомов кислорода – «мета». Например:



При образовании элементами более двух кислородсодержащих кислот пользуются названиями с добавлением суффиксов - н -, - ат -, - новат -, - ист-, - новатист -. Например:



При наименовании кислот, образовавшихся в результате частичного обезвоживания ортокислот, используют приставку «пиро-». Например:



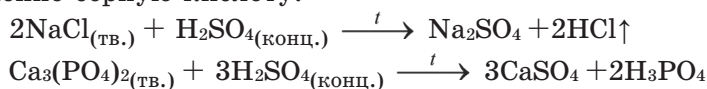
Способы получения кислот. Бескислородные кислоты получают путем непосредственного соединения неметаллов с водородом и растворения в воде полученного конечного продукта.



Большинство кислотных оксидов образуют соответствующую кислоту, взаимодействуя непосредственно с водой: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Наиболее часто применяемый способ получения кислот – взаимодействие солей с кислотами.

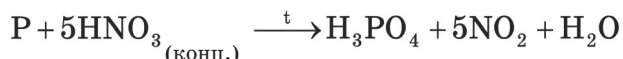
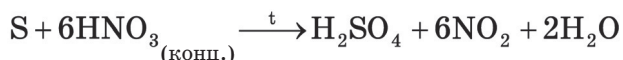
При получении кислот подобным способом исходные вещества – соль должна быть достаточно растворимой, а кислота – более сильной и малой степени летучести. Серная кислота более сильная и малолетучая. Вследствие этого обычно при получении других кислот используют именно серную кислоту:



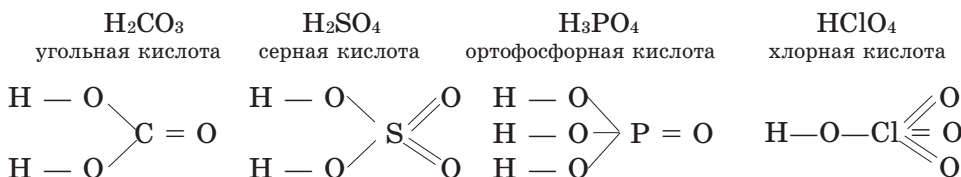
Точно также получают кислоты, ангидриды которых нерастворимы в воде. Например:



Некоторые кислородсодержащие кислоты можно получить путем воздействия на неметаллы кислот, являющихся сильными окислителями. Например:



Графические формулы кислот. Последовательность расположения элементов в молекулах кислот можно проследить по их графическим формулам.



Линии между атомами в этих формулах выражают валентность элементов. Количество атомов водорода, соединенных с атомом кислорода в кислородсодержащих кислотах, и количество атомов водорода, соединенных с атомами неметаллов в бескислородных кислотах, соответствует основности кислоты.

Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

- 1) H_2SO_4 2) HCl 3) H_3PO_4
 4) H_3PO_3 5) HNO_3

Кислоты	Основность
X	1
Y	2
Z	3

2) Определите соответствие.

- 1) H_2SO_4 2) H_2CO_3
 3) H_3PO_4 4) HNO_3
 5) CH_3COOH 6) H_2SO_3 7) HCl

Кислоты	Активность
X	слабые
Y	средние
Z	сильные

3) Заполните таблицу.

Формула кислоты	Название кислоты	Тип
HNO_3		кислородсодержащая
	Серная кислота	
HCl		

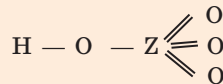
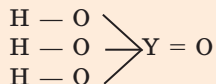
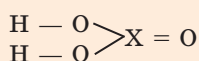


4) Определите кислоты X, Y и Z.

Приставки и суффиксы, добавленные к названиям солей кислот	Кислота
- н -	X
- орто -	Y
- ист -	Z

- 1) HCl 2) H₂SO₄
 3) H₂SO₃ 4) H₂CO₃
 5) HBr 6) H₃PO₄

5) Кислоты:



Какими элементами могут быть X, Y и Z?

- 1) N 2) C 3) P 4) S 5) Cl

6) Определите соответствие:

Основность кислоты

Кислоты

- 1) 2 а) H₃PO₄ б) H₂SO₃
 2) 3 в) HPO₃ д) H₃PO₃ е) HI
 3) 1

7) Определите кислоты X, Y, Z, если ω₁>ω₃>ω₂.

Фосфорсодержащие кислоты	Массовая доля кислорода в молекуле кислоты
X	ω ₁
Y	ω ₂
Z	ω ₃

- 1) HPO₃
 2) H₃PO₄
 3) H₃PO₃

6. Физические и химические свойства кислот

Таблица 5

Физические свойства кислот

Кислоты	Агрегатное состояние при н.у.	Изменение массы в открытом сосуде
H ₂ SO ₄ (конц.)	жидкое	увеличивается
HNO ₃	жидкое	уменьшается
HCl	газ (раствор кислый)	уменьшается
HBr	газ (раствор кислый)	уменьшается
HI	газ (раствор кислый)	уменьшается
H ₃ PO ₄	твердое	не меняется
H ₃ BO ₃	твердое	не меняется
H ₂ SiO ₃	твердое	не меняется (не растворяется в воде)





Изменение цвета
лакмусовой бумаги
под действием
соляной кислоты



H_3BO_3

HNO_3 при хранении
в открытом сосуде

Большинство кислот – бесцветные жидкости, хорошо растворимые в воде (кроме метакремниевой кислоты – (H_2SiO_3)).

При хранении в открытом сосуде неустойчивых кислот (HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 и др.), а также кислот, полученных при растворении газов, их масса уменьшается или в результате разложения, или же за счет выделения газа из раствора.

При хранении в открытом сосуде растворов гигроскопических (водопоглощающих) кислот (например $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$) их масса увеличивается. Водные растворы кислот, как видно из их названий, имеют кислый вкус. Кислый вкус ряда употребляемых нами плодов (яблок, алычи, лимона и др.) и ягод объясняется наличием в их составе органических кислот. Зачастую эти кислоты носят названия тех плодов, в составе которых они содержатся. Например, яблочная кислота, лимонная кислота и др. Кислоты, как и щелочи, меняют цвет индикаторов (таблица 6).

Таблица 6

Индикатор	Цвет самого индикатора	Цвет, полученный под действием кислоты
Лакмус	фиолетовый	красный
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный
Метилоранж	оранжевый	розовый



Химические свойства кислот. 1) Взаимодействие металлов с кислотами

В VII классе вы уже ознакомились с реакциями соляной и разбавленной серной кислот с металлами с образованием водорода и соответствующих солей. Со всеми ли металлами вступают в реакцию кислоты? С одинаковой ли скоростью протекают эти реакции? Всегда ли образуются соли с выделением газообразного водорода при взаимодействии кислот с металлами?

Для ответа на эти вопросы в каждую из 4-х пробирок поместим по куску металлов Mg, Fe, Zn и Cu и добавив немного 20%-ной соляной кислоты, наблюдаем за ходом реакции. Наблюдения показывают, что наиболее быстро реакция протекает с магнием, чуть медленнее — с цинком и ещё медленнее — с железом. С медью реакция вообще не протекает. Аналогичным образом на эти металлы действует и разбавленная серная кислота. В результате реакций этих металлов (Mg, Zn, Fe) с каждой из этих кислот выделяется водород, а при выпаривании полученных растворов — образуется соль.



Реакции, протекающие между азотной кислотой и металлами, более сложные. О взаимодействии азотной кислоты с металлами вы узнаете в IX классе. При взаимодействии азотной кислоты (как разбавленной, так и концентрированной), а также концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется.

В результате изучения взаимодействия кислот с металлами был составлен ряд активности металлов.

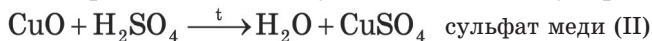
Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Химическая активность уменьшается

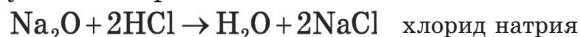
Из проведенных выше опытов (над Mg, Zn, Fe, Cu) становится ясно, что с уменьшением активности металлов уменьшается и скорость протекания их реакций с одной и той же кислотой. Металлы, расположенные в ряду активности до водорода, при вступлении в реакцию с кислотами (кроме разбавленной HNO_3 , концентрированных HNO_3 , и H_2SO_4) вытесняют из них водород H_2 . А металлы, расположенные в ряду активности после водорода, не выделяют водорода H_2 из кислот. Из них Cu, Hg, Ag кроме концентрированной и разбавленной HNO_3 и концентрированной H_2SO_4 ни с одной кислотой не вступают в реакцию.

2) Взаимодействие кислот с основными оксидами

Кислоты, вступая в реакцию обмена с основными оксидами, образуют соль и воду. Чтобы убедиться в этом, возьмем немного порошка окиси меди (II) черного цвета и, добавив к нему чуть-чуть раствора серной кислоты, подогреем его. Раствор приобретет голубой цвет. При медленном выпаривании его получится медный купорос синего цвета.



В результате взаимодействия кислот с основными оксидами всегда получается нормальная соль.



3) Взаимодействие кислот с амфотерными оксидами

При взаимодействии кислот с амфотерными оксидами всегда получается нормальная соль.

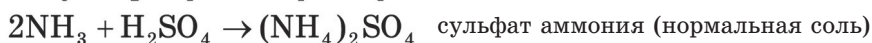


4) Взаимодействие кислот с аммиаком

Кислоты вступают с аммиаком в реакцию соединения. При вступлении в реакцию одноосновных кислот с аммиаком, независимо от соотношения молей, всегда получается нормальная соль. Например:

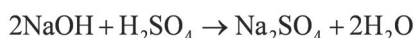
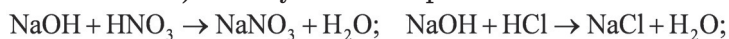


В результате реакции соединения многоосновных кислот с аммиаком, в зависимости от соотношения молей, образуются разные соли.



5) При взаимодействии кислот (HCl , HBr , HI , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$) со смешанными оксидами всегда получаются две разные нормальные соли (см. химические свойства оксидов).

6) Взаимодействие кислот с основаниями. При изучении химических свойств оснований стало известно, что все кислоты вступают в реакцию со всеми основаниями. При этом протекает реакция нейтрализации. В ходе реакций нейтрализации все атомы водорода, показывающие основность кислот, замещаются катионом (атомом металла или ионом аммония NH_4^+) и получается нормальная соль.



Во время реакции, протекающей между однокислотными основаниями (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , NH_4OH) и одноосновными кислотами, независимо от соотношения молей веществ, всегда получается нормальная соль.

В ходе взаимодействия однокислотных оснований с многоосновными кислотами, в зависимости от соотношения молей веществ, вследствие замещения атомов водорода, относящихся к основности кислот, разным количеством атомов металла, получаются как нормальные, так и кислые соли. Например:

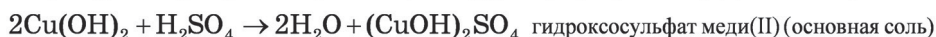


При взаимодействии многокислотных оснований с одноосновными кислотами вследствие замещения гидроксильных групп, показывающих кислотность основания, различным количеством кислотных остатков, в зависимости от соотношения молей получаются различные соли. Если группы OH полностью замещаются, то получаются нормальные, а если частично замещаются – основные соли. Например:

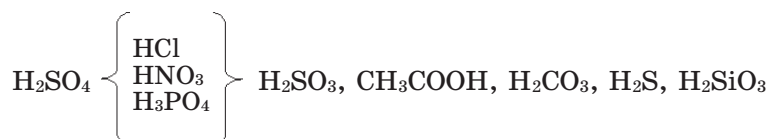


При взаимодействии двухкислотных оснований с двухосновными кислотами, в зависимости от соотношения молей, получаются разные соли.

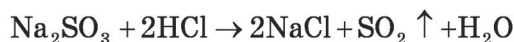




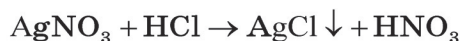
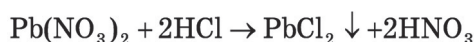
7) Кислоты взаимодействуют также и с некоторыми солями. В соответствии с рядом вытеснения кислотами друг друга из соли можно определить, какая кислота реагирует с какой солью. Условно этот ряд называется вытеснительным рядом кислот (рядом активности).



Химическая активность кислот в этом ряду уменьшается слева направо. Стоящая в этом ряду предыдущая кислота вытесняет из соли последующую кислоту. Кислоты, заключенные в скобки, не вытесняют друг друга.



Реакции обмена, протекающие между солями и кислотами с получением осадка, не относятся к реакциям вытеснения кислотами друг друга.



Многоосновные кислоты, взаимодействуя со своими нормальными солями, всегда образуют кислую соль. Например:



Эти реакции относятся к реакциям соединения.

8) Разложение кислот. При нагревании неустойчивых кислот (HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 и др.), а также метакремниевой кислоты H_2SiO_3 , они разлагаются на кислотные оксиды и воду.



9) Азотная кислота HNO_3 и концентрированная серная кислота H_2SO_4 взаимодействуют с некоторыми неметаллами. (см.: Способы получения кислот.)



Проверка знаний и способностей

1) При вступлении в реакцию с какими кислотами (как концентрированными, так и разбавленными их растворами) металлы, расположенные в ряду активности металлов до водорода, всегда вытесняют H_2 ?

- 1) HCl 2) H_2SO_4 3) HBr 4) HNO_3 5) H_3PO_4 6) HI

2) Какие металлы при вступлении в реакцию с кислотами не выделяют H_2 ?

- 1) Ca 2) Cu 3) K 4) Hg 5) Fe 6) Ag

3) Определите соответствие.

- a) H_3PO_4 b) HNO_3
c) HCl d) H_2SO_4
e) H_3BO_3 f) HBr

Вещества	Агрегатное состояние при н.у.	Водный раствор
X	газ	кислота
Y	жидкое	
Z	твердое	

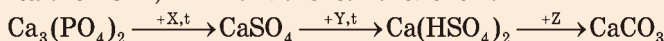
4) В каком случае, независимо от количества моль кислоты и основания, всегда получается нормальная соль?

- a) $NaOH + HNO_3 \rightarrow$ b) $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ c) $KOH + HCl \rightarrow$
d) $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$ e) $NaOH + HPO_3 \rightarrow$ f) $Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow$

5) Определите формулы солей X, Y, Z.

Вещества, вступающие в реакцию		Соли, полученные в результате реакции
$Cu(OH)_2$	H_2SO_4	
1 моль	1 моль	X
1 моль	2 моль	Y
2 моль	1 моль	Z

6) Какие из X, Y и Z являются кислотой?



7) Определите кислоты X, Y и Z.

Кислоты	Изменение массы при хранении раствора в открытом сосуде
X	уменьшается
Y	увеличивается
Z	не меняется

- 1) $H_2SO_{4(конц.)}$ 2) HNO_3
3) H_2SiO_3 4) HCl
5) H_3PO_4 6) H_2CO_3

8) Определите X, Y и Z.

Индикатор	Собственный цвет индикатора	Цвет, полученный от воздействия кислоты
X	фиолетовый	красный
Фенолфталеин	Y	бесцветный
Метилоранж	оранжевый	Z

9) Определите соответствие.

Реакции	Продукты реакций
1	оксид, простое вещество
2	оксид, кислота
3	только оксиды

- a) $H_2SiO_3 \xrightarrow{t}$ b) $H_3PO_4 \xrightarrow{t}$ c) $HNO_3 \longrightarrow$
d) $H_4P_2O_7 \xrightarrow{t}$ e) $P_2O_5 + H_2O \xrightarrow{0^\circ C}$



7. Соли — состав, классификация, наименование и методы получения

По своему составу соли подразделяются в основном на 5 групп: нормальные, кислые, основные, двойные и смешанные соли.

Наименование солей. Соли, полученные в результате полного замещения атомов водорода, относящихся к основности кислот, атомами металлов (или же сложными ионами, например, ионом аммония NH_4^+), называются нормальными солями. При наименовании нормальных солей, если металл обладает постоянной валентностью, то вначале дается название кислотного остатка, а затем — название металла.

Нормальная соль	Название	Нормальная соль	Название
$Al_2(SO_4)_3$	сульфат алюминия	Na_2ZnO_2	цинкат натрия
$Ca(NO_3)_2$	нитрат кальция	$KMnO_4$	перманганат калия
Na_3PO_4	ортофосфат натрия	$KClO_3$	хлорат калия

Если металл имеет переменную валентность, то вначале дается название кислотного остатка, следом название металла и его валентность (в скобках римскими цифрами).

Нормальная соль	Название	Нормальная соль	Название
$FeSO_4$	сульфат железа (II)	$Cu(NO_3)_2$	нитрат меди (II)
$FeCl_3$	хлорид железа (III)	$Cr_2(SO_4)_3$	сульфат хрома (III)

Соли, полученные в результате частичного замещения атомов водорода, относящихся к основности кислот, атомами металлов (или сложными ионами, например, ионами аммония), называются кислыми солями. При наименовании кислых солей пользуются теми же правилами, как и при наименовании нормальных солей. Разница лишь в том, что вначале дается название кислотного остатка с указанием на греческом количества атомов водорода, не замещенных металлом, с приставкой «гидро-», так, при двухатомах водорода, не замещенных металлом, «дигидро-», а следом дается название металла. При одном атоме водорода приставка «моно» не употребляется.

Кислые соли			
Гидросоли		Дигидросоли	
Формула	Название	Формула	Название
$NaHCO_3$	гидрокарбонат натрия	NaH_2PO_4	дигидроортофосфат натрия
$Fe(HSO_4)_2$	гидросульфат железа(II)	$Ca(H_2PO_4)_2$	дигидроортофосфат кальция
$CaHPO_4$	гидроортофосфат кальция	$NH_4H_2PO_4$	дигидроортофосфат аммония

Соли, полученные в результате частичного замещения кислотными остатками гидроксильных групп, относящихся к кислотности оснований, называются основными солями. Основные соли называют так же, как и нормальные соли. К кислотным остаткам здесь добавляется приставка «гидроксо-» с указанием на греческом количества гидроксильных групп (ОН), не замещенных кислотным остатком. Если гидроксильная группа одна, то приставка «моно-» не употребляется.

Основные соли			
Гидроксосоли		Дигидроксосоли	
Формула	Название	Формула	Название
$Al(OH)Cl_2$	гидроксидхлорид алюминия	$Al(OH)_2Cl$	дигидроксохлорид алюминия
$Cu(OH)NO_3$	гидроксонитрат меди(II)	$Fe(OH)_2NO_3$	дигидроксонитрат железа(III)
$Fe(OH)Cl$	гидроксохлорид железа(II)	$Cr(OH)_2Br$	дигидроксобромид хрома(III)



Соли, полученные в результате замещения атомами двух разных металлов атомов водорода, относящихся к основности кислот в многоосновных кислотах, называются двойными солями.

Двойные соли также называются аналогичным образом. После названия кислотного остатка даются оба названия металлов. Например:

NaKCO_3 — карбонат натрия-калия;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат калия-алюминия;

Na_2KPO_4 — ортофосфат динатрия-калия;

NaK_2PO_4 — ортофосфат натрия-дикалия.

Соли, полученные в результате замещения гидроксильных групп в многокислотных основаниях двумя различными кислотными остатками, называются смешанными солями.

Если в составе смешанных солей содержатся бескислородные и кислородсодержащие кислотные остатки, то вначале даются названия бескислородных и следом кислородсодержащих кислотных остатков. Например:

$\text{CaCl}(\text{OCl})$ — хлорид-гипохлорит кальция (или CaOCl_2);

BaClNO_3 — хлорид-нитрат бария;

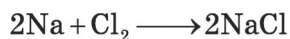
AlClSO_4 — хлорид-сульфат алюминия.

Способы получения солей:

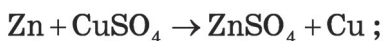
1) Взаимодействие кислот с металлами, основными оксидами, основаниями и солями. С образцами этих реакций вы ознакомились при изучении химических свойств кислот (напишите новые примеры по ним).

2) Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами, кислотами и солями. С этими реакциями мы также ознакомились при изучении химических свойств оснований (напишите новые примеры).

3) Взаимодействие металлов с галогенами (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) и серой.

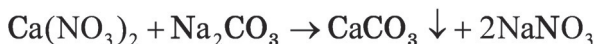
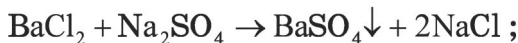


4) Взаимодействие металлов с солями. Начиная с элемента Mg в ряду активности металлов, каждый металл вытесняет последующие металлы из растворов их солей (запомни: Li, Na, K, Ca, Sr, Ba не вытесняют ни один металл из их соляных растворов, поскольку они, в первую очередь, вступают в реакцию с водой в растворах).

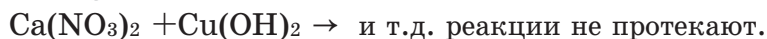
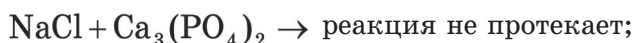


5) Взаимодействие солей с солями. Такие реакции протекают в растворе в том случае, если обе исходные соли растворимы в воде, и при их взаимодействии получится нерастворимая в воде соль.

Например:



Соли не вступают в реакцию с нерастворимыми в воде солями и основаниями. Например:



6) Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами (см.: химические свойства оксидов). Например:



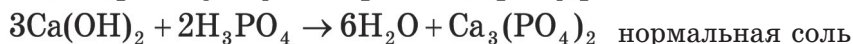
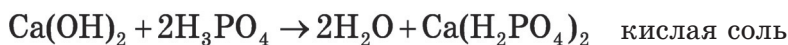
7) При взаимодействии многоосновных кислот с многокислотными основаниями, в зависимости от количества молей веществ, получаются нормальная соль, кислая соль или основная соль. Для этого следует сравнить количество атомов водорода, показывающих основность кислоты с количеством гидроксильных групп (ОН), выражающих кислотность основания. Если

$n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$, то получится нормальная соль.

$n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$ получится кислая соль.

$n(\text{H}^+) < n(\text{OH}^-)$ получится основная соль.

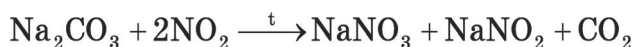
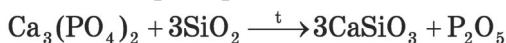
Например:



8) При добавлении многоосновной кислоты к смеси двух различных оснований получится двойная соль. Например:



9) Нелетучие кислотные оксиды вытесняют более летучие оксиды из их солей. Например:



10) При взаимодействии амфотерных металлов (Be, Zn, Al), амфотерных оксидов и амфотерных гидроксидов с щелочами всегда получается нормальная соль (см.: химические свойства оснований).

11) Взаимодействие щелочей с неметаллами



12) При нейтрализации одного многокислотного основания двумя различными кислотами получается смешанная соль:



13) Взаимодействие неметаллов с солями**14) При разложении нитратов Na, K, Ca получаются новая соль и кислород.****Проверка знаний и способностей****1) Определите соответствие.****Приставки в названиях солей.****Соли**

- | | | | | |
|------------|---------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--|
| 1. Гидро | 2. Гидроксо | a) $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ | b) CaHPO_4 | c) $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ |
| 3. Дигидро | 4. Дигидроксо | d) KH_2PO_4 | e) $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$ | f) NaHSO_4 |

2) Определите тип и формулы солей.

Вещества, вступающие в реакцию	Тип соли, полученной в результате реакции
3 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ + 2 моль H_3PO_4	X
1 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$ + 1 моль H_2SO_4	Y
1 моль $\text{Cu}(\text{OH})_2$ + 4 моль HCl	Z
2 моль NaOH + 1 моль H_3PO_4	T
2 моль NaOH + 1 моль KOH + 1 моль H_3PO_4	E

3) Какие основания могут образовать гидроксосоль?

- 1)
- NaOH
- 2)
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 3)
- KOH
- 4)
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 5)
- NH_4OH
- 6)
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$

4) Какие кислоты могут образовать дигидросоль?

- 1)
- H_2SO_4
- 2)
- H_3PO_4
- 3)
- H_3PO_3
- 4)
- $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- 5)
- H_2SO_3

5) Какие основания могут образовать дигидроксосоль?

- 1)
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 2)
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 3)
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 4)
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 5)
- $\text{Cr}(\text{OH})_3$

6) Какие основания при взаимодействии с двумя различными кислотами могут образовать смешанную соль?

- 1)
- NaOH
- 2)
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 3)
- KOH
- 4)
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 5)
- NH_4OH

7) Какие реакции не протекают?

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{NaCl} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
| 3) $\text{HNO}_3 + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ | 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ |

8) Определите соответствие.**Продукты реакции:****Реакции:**

- | | | |
|---------------------------|---|---|
| 1) соль, простое вещество | a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$ | b) $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t}$ |
| 2) соль, оксид | c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 + \text{HBr} \longrightarrow$ | |
| 3) смешанная соль, оксид | d) $\text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$ | e) $\text{NaCl} + \text{F}_2 \longrightarrow$ |



9) Определите формулы и тип солей X, Y, Z и T.

Вещества, вступающие в реакцию	Продукты реакции
1 моль $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 1$ моль HNO_3	X
2 моль $\text{NaOH} + 1$ моль H_2SO_4	Y
1 моль $\text{NaOH} + 1$ моль $\text{KOH} + 1$ моль H_2SO_4	Z
2 моль $\text{KOH} + 1$ моль HCl	T

10) В каких реакциях при взаимодействии заданного количества молей исходных веществ получится:

- | | |
|--------------------|------------------|
| а) основная соль; | б) кислая соль; |
| с) смешанная соль; | д) двойная соль? |
-
- | | |
|---|---|
| 1) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} + \text{KOH} \rightarrow$ |
| 5) $2\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ | 6) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |

8. Важнейшие свойства солей

Физические свойства. Соли — это твердые вещества, в основном белого цвета, обладающие разной способностью к растворению (таблица 7).



Известняк — CaCO_3



Поваренная соль — NaCl



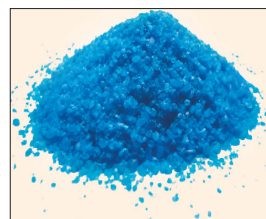
Сода — Na_2CO_3



Ортофосфат серебра(I) Ag_3PO_4



Сульфат железа(II) FeSO_4



Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$





Сульфат меди(II)
 CuSO_4



Сульфат натрия
 Na_2SO_4

Таблица 7

Соли	
Нерастворимые и малорастворимые	Растворимые
$\text{CaSO}_4, \text{BaSO}_4, \text{SrSO}_4, \text{PbSO}_4, \text{Ag}_2\text{SO}_4$	Остальные сульфаты растворяются в воде
$\text{AgCl}, \text{PbCl}_2, \text{Hg}_2\text{Cl}_2$	Другие хлориды растворяются в воде
$\text{FeS}, \text{CuS}, \text{PbS}, \text{ZnS}$ и др.	$\text{Na}_2\text{S}, \text{K}_2\text{S}, (\text{NH}_4)_2\text{S}$
Другие ортофосфаты нерастворяются в воде	$\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4, (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
Другие силикаты нерастворяются в воде	$\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{K}_2\text{SiO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$
Другие карбонаты нерастворяются в воде	$\text{Na}_2\text{CO}_3, \text{K}_2\text{CO}_3, (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
	Все соли азотной кислоты растворяются в воде

Все соли Na, K и аммония (NH_4^+) растворимы в воде. Кислые соли растворяются в воде. С увеличением количества атомов водорода, относящихся к основности кислых солей, увеличивается и их растворимость в воде (за исключением NaHCO_3). Например:

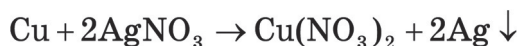


Солям присуща высокая температура плавления и кипения.

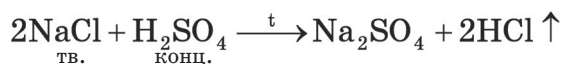
Химические свойства солей. С химическими свойствами солей мы ознакомились при изучении свойств щелочей и кислот, способов получения оксидов и солей. Систематизируем свои знания:

1) Взаимодействие солей с металлами.

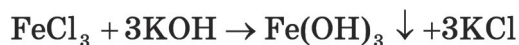
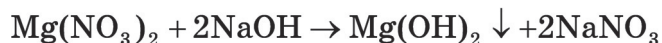
Каждый металл, начиная с элемента Mg в ряду активности металлов, вытесняет последующие металлы из их растворов солей. Например:



2) В ряду активности кислот каждая кислота вытесняет последующие кислоты из их солей.

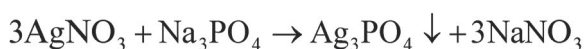
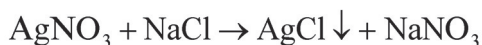


3) *Растворимые в воде соли малоактивных металлов, вступая в реакцию с щелочами, образуют новую соль и нерастворимое в воде основание:*

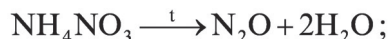
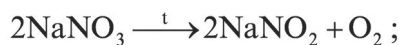


Следовательно, такие реакции могут протекать лишь при образовании нерастворимых в воде оснований и солей.

4) *Между растворами двух различных растворимых в воде солей реакция может протекать до конца лишь в том случае, если одна из полученных солей будет осадком (нерастворимым в воде веществом).*



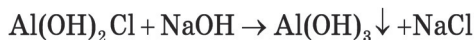
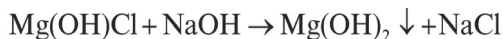
5) *Все карбонаты, кроме Na_2CO_3 и K_2CO_3 , все нитраты, сульфиды при нагревании легко разлагаются.* Реакции разложения большинства солей являются эндотермическими.



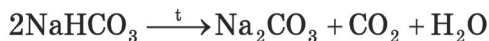
6) *Кислые, основные, а также двойные соли проявляют большинство химических свойств нормальных солей. Кроме того, вследствие наличия в кислых солях водородного иона (H^+), они нейтрализуются щелочами, а благодаря наличию в основных солях гидроксильного иона (OH^-), эти соли легко нейтрализуются кислотами:*



Основные соли могут взаимодействовать с щелочами. Например:



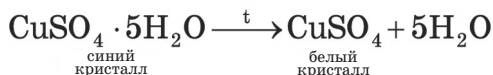
7) *При нагревании большинства кислых солей (кроме солей аммония) они разлагаются с образованием нормальной соли.*



8) Некоторые соли при взаимодействии с водой образуют вещества – кристаллогидраты. Например:



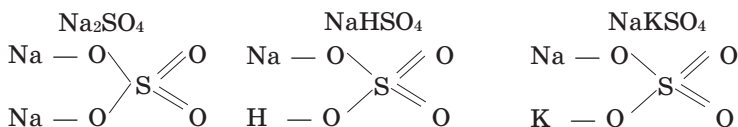
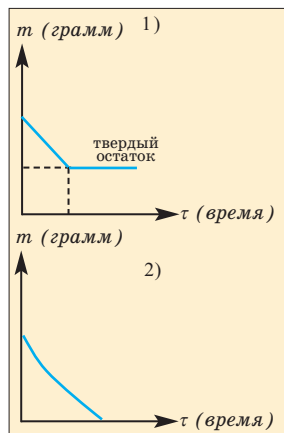
Кристаллогидраты при нагревании вновь обезвоживаются.



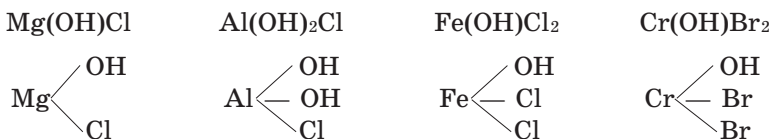
Вода, входящая в состав кристаллов в виде химических соединений, называется **кристаллизационной водой**. Кристаллогидраты – это не просто набор из воды и соли, а вещество. Условно вода и соль в них отделены точкой.

При разложении солей металлов (кроме $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$) всегда выделяется твердый остаток (или оксид металла, или же полученная новая соль в твердом виде). Поэтому разложение этих солей происходит как в 1-ом графике. При разложении большинства аммонийных солей твердый остаток не выделяется. Вот почему их разложение происходит как во 2-ом графике.

Графические формулы солей. Мы узнали, что соли состоят из ионов металлов (или аммония – NH_4^+) и кислотных остатков. При составлении графических формул солей, выражающих последовательность соединения элементов, следует придерживаться графических формул кислот. Здесь нормальные, кислые и двойные соли должны рассматриваться как продукты замещения металлом атомов водорода, относящихся к основности кислот.



Основные же соли рассматриваются как продукты замещения гидроксогруппы кислотным остатком.



В VII классе вы узнали, что соли обладают немолекулярным строением. Эмпирическую (Брутто) формулу солей условно можно принять за их молекулярную формулу. Например:

Формулы Na_3PO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, CaCO_3 и др. называются эмпирическими (Брутто) формулами.



Применение солей. Большинство солей широко применяются в промышленности и быту. Так, например, всем хорошо известно применение поваренной соли (NaCl) в быту. В промышленности ее используют при получении гидроксида натрия, соды, хлора, натрия и др. Соли азотной и ортофосфорной кислот в основном считаются минеральными удобрениями.

Многие средства защиты растений от болезнетворных микробов и вредителей, ряд лекарственных препаратов также относятся к классу солей. Более подробные сведения о применении отдельных солей будут представлены при изучении химических элементов.

Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Свойство

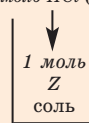
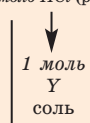
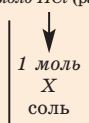
1. Вступает в реакции как с кислотой, так и с щелочью.
2. Вступает в реакцию только с кислотой.
3. Вступает в реакцию только с щелочью.

Вещества

- a) NaOH b) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ c) NaHSO_4 d) NaCl e) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
f) $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$ g) KH_2PO_4

- 2) Какими солями являются X, Y и Z, если в I посуде масса соли уменьшается, во II посуде — увеличивается, а в III посуде — не меняется?

$A_r(\text{Na})=23$, $A_r(\text{S})=32$, $A_r(\text{N})=14$,
 $A_r(\text{Cl})=35,5$, $A_r(\text{O})=16$, $A_r(\text{C})=12$.



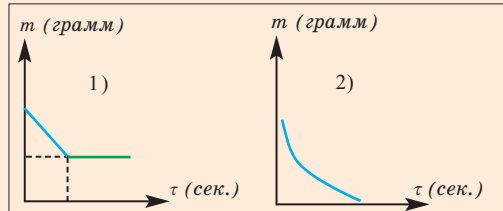
- a) Na_2CO_3 b) NaS c) Na_2SO_4 d) NaNO_3 e) CaCO_3 f) AgNO_3

3) Определите соответствие.

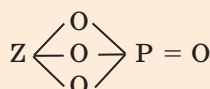
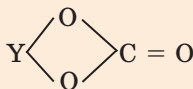
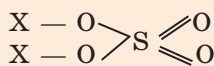
Изменение массы твердого остатка при разложении солей.

Соли

- a) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ b) NaNO_3
c) NH_4NO_3 d) CaCO_3
e) NH_4HCO_3 f) NH_4Cl
g) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$



- 4) Какими металлами являются X, Y и Z?



- 1) H 2) Ca 3) Na 4) Al 5) Mg 6) K

5) Какие соли не растворяются в воде?

- 1) FeSO_4 2) BaSO_4 3) Na_2CO_3 4) CaCO_3 5) Na_2S 6) FeS

6) Какие соли растворяются в воде?

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ 2) ZnS 3) K_2S 4) CuS 5) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

7) Определите соответствие.

- 1) Растворимый в воде сульфат a) CaSO_4 b) MgSO_4
2) Не растворимый в воде сульфат c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ d) Ag_2SO_4 e) PbSO_4



8) Определите x , если при нагревании 28,6 грамма кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, его масса уменьшается на 18 граммов. $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)=106$; $M_r(\text{H}_2\text{O})=18$

9) Определите соли X, Y и Z.

Соли	Количество продуктов разложения	
	Простое вещество	Сложное вещество
X	—	2
Y	1	1
Z	1	2

- a) NaNO_3
- b) NH_4Cl
- c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- d) BaCO_3
- e) NaHCO_3

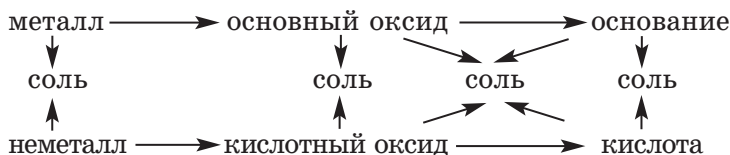
10) В какой соли массовая доля кислорода больше?

- 1) Na_2SO_4 2) MgSO_4 3) FeSO_4 4) CaSO_4 5) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

9. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений

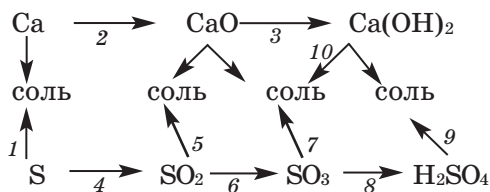
Возможность получения из представителей одного класса неорганических соединений представителей другого класса свидетельствует о наличии между ними генетической связи (в переводе с греческого слово, «генезис» означает «происхождение»). Взаимосвязь между веществами отдельных классов можно проследить по схеме 1:

Схема 1



Получение одного представителя неорганических соединений из другого основывается на их химических свойствах. Приведем один пример относительно генетических связей неорганических соединений (схема 2).

Схема 2

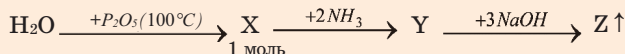


Напишите уравнение каждого этапа в отдельности, укажите возможные формулы полученных солей.

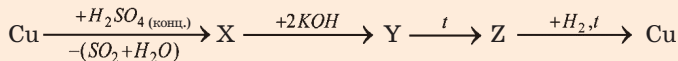


Проверка знаний и способностей

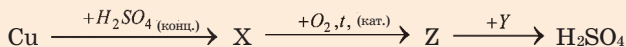
1) Определите вещества X, Y и Z.



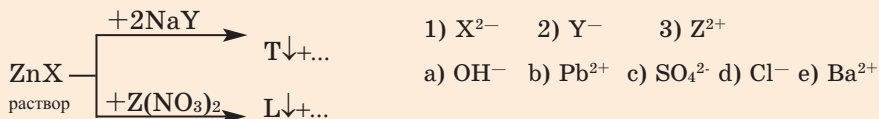
2) Определите вещества X, Y и Z.



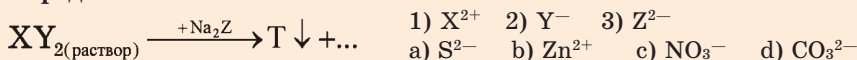
3) Определите вещества X, Y и Z.



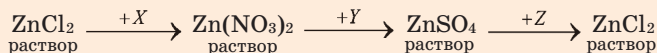
4) Определите соответствие.



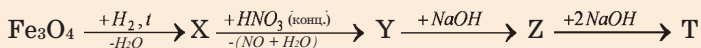
5) Определите соответствие.



6) Какая из X, Y и Z является солью.



7) Какая из X, Y, Z и T является основной солью?

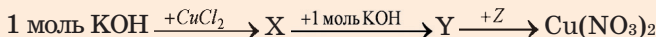


8) $\text{X} \xrightarrow{+\text{KOH}} \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{+\text{Y}} \text{CO}_2 \xrightarrow{+\text{Z}} \text{BaCO}_3$

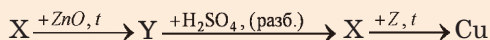
Определите вещества X, Y и Z.

X	Y	Z
A) KHCO_3	HBr	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
B) H_2CO_3	H_2SiO_3	BaCl_2
C) KHCO_3	H_2S	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
D) H_2CO_3	H_2SiO_3	BaO
E) KHCO_3	H_2S	BaO

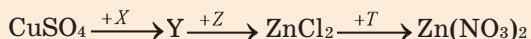
9) Определите вещества X, Y и Z.



10) Какое из веществ X, Y и Z является простым веществом?



11) Какое из веществ X, Y, Z и T не является кислотой?



12) Какие соли образуют раствор с водой?

- 1) Ag_2SO_4 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 3) BaSO_4 4) Na_2SO_4 5) MgSO_4

Практическое занятие

Экспериментальные задачи по теме «Важнейшие классы неорганических соединений»

Опыт 1. С помощью опытов докажите, в какой из пробирок растворы:

- а) хлорида натрия
- б) гидроксида натрия
- в) соляной кислоты

Опыт 2. В одной из пробирок — дистиллированная вода, а в другой — хлорид калия. Определите, в какой из пробирок находится каждое из указанных веществ.

Опыт 3. В двух пробирках даны: а) оксид кальция; б) оксид магния. Определите, в какой из пробирок находится каждое из указанных веществ.



ГЛАВА II

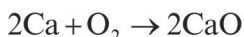
КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

10. Классификация химических реакций

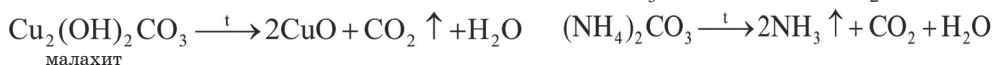
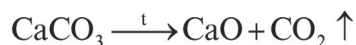
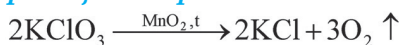
В VII классе вы уже получили первоначальные сведения о классификации химических реакций по разным признакам. Теперь же приступим к более подробному изучению отдельных типов реакций.

I. По составу и количеству вступающих в реакцию и полученных в результате реакции веществ существует 4 основных типа реакций.

а) Реакции соединения. *Реакции, при которых из соединения двух и более веществ образуется одно новое вещество, называются реакциями соединения.* Например:



б) Реакции разложения. *Реакции, при которых из одного сложного вещества получаются два и более новых веществ, называются реакциями разложения.* Например:



Запомните, что нормальные соли угольной кислоты вступают в реакцию непосредственно с водным раствором CO_2 . При нагревании полученного продукта он разлагается, образуя исходные вещества. Точно так же происходит и с продуктами реакций соединения аммиака с бескислородными кислотами.

Реакции соединения

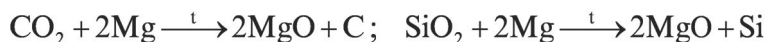
Разложение продукта реакции соединения



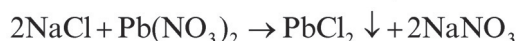
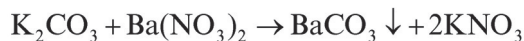
с) В реакциях замещения участвуют одно простое и одно сложное вещество с образованием одного простого и одного сложного вещества.

Реакции, при которых атомы одного из элементов сложного вещества замещаются атомами простого вещества, называются реакциями замещения. С подобным типом реакций вы ознакомились в VII классе при изучении способов получения водорода в лаборатории, свойств воды, а в начале VIII класса — химических свойств кислот, оснований.



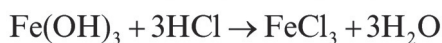
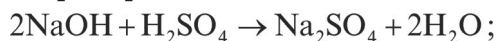


д) Реакции обмена. Реакции, при которых составные части двух сложных веществ, меняясь местами, образуют новые сложные вещества, называются **реакциями обмена**. При реакциях обмена в основном получают газ, вода или же нерастворимое в воде вещество.



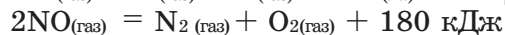
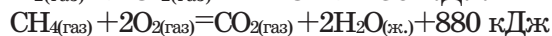
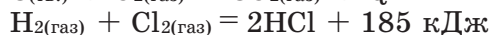
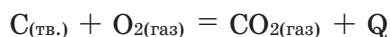
Если в результате реакции не образуются осадок, газ, вода, то эта реакция протекает не до конца.

Разновидностью реакций обмена являются также реакции нейтрализации. Реакции, протекающие между кислотой и основанием с образованием нормальной соли и воды, называются **реакциями нейтрализации**. Например:



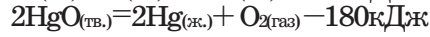
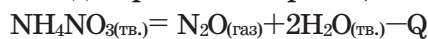
II. По тепловому эффекту химические реакции подразделяются на 2 типа: экзотермические и эндотермические реакции. Как вам известно из курса VII класса, **химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими, а протекающие с поглощением теплоты – эндотермическими реакциями.**

Экзотермические реакции



Все реакции горения являются экзотермическими реакциями.

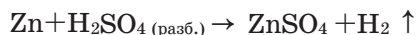
Эндотермические реакции



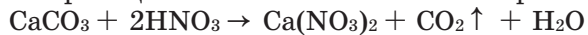
Большинство реакций разложения являются эндотермическими реакциями.

III. По обратимости процессов химические реакции подразделяются на два типа: необратимые и обратимые реакции.

Реакции, протекающие до конца, до полного израсходования одного из вступивших в реакцию веществ, называются необратимыми реакциями. Одним из веществ, полученных в результате необратимой реакции, протекающей в растворе, обязательно будет газ, осадок или вода.



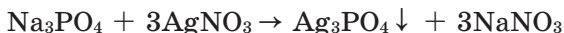
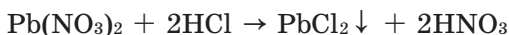
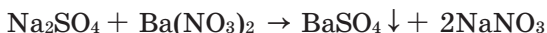
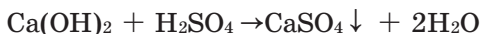
Все реакции обмена относятся к необратимым реакциям. Например:



Реакции, протекающие с образованием воды:



Реакции, протекающие с образованием осадка:



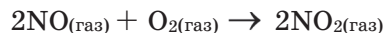
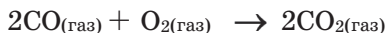
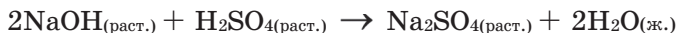
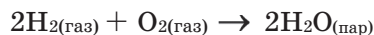
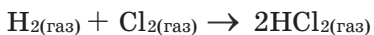
Необратимые реакции всегда протекают в одном направлении.

Реакции, протекающие при одних и тех же условиях в двух противоположных направлениях, называются обратимыми реакциями. В таких реакциях вместо одной стрелки ставятся две встречные стрелки ($\rightleftharpoons$):

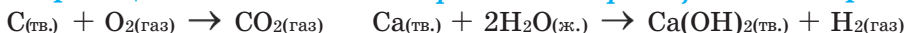


IV. По агрегатному состоянию вступающих в реакцию и полученных в результате реакции веществ реакции делятся на гомогенные и гетерогенные реакции.

Если вступающие в реакцию и полученные в результате реакции вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (газ или жидкий раствор), то такие реакции называются гомогенными реакциями. Например:



Если одно из вступающих в реакцию и полученных в результате реакции веществ находится в различном агрегатном состоянии, то такие реакции называются гетерогенными реакциями. Например:



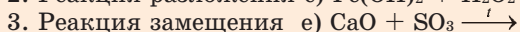
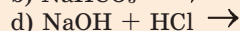
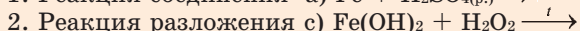
На последующих занятиях вы ознакомитесь с новыми типами реакций.

Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Тип реакции

Реакции



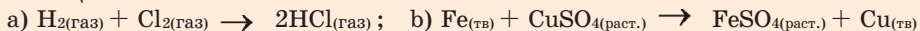
2) Определите соответствие.

Тип реакции

1) Гомогенная

2) Гетерогенная

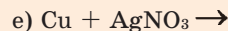
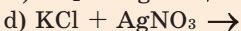
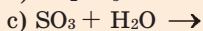
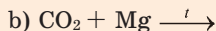
Реакции



3) Определите соответствие.

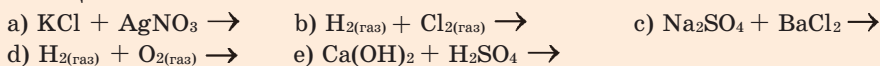
Тип реакции 1) Обмена; 2) Замещения; 3) Соединения

Реакции

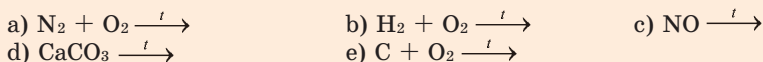
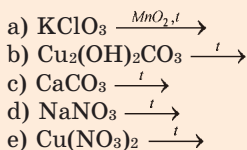


4) Определите соответствие.

1. Обратимые реакции; 2. Необратимые реакции

Реакции**5) Определите соответствие.**

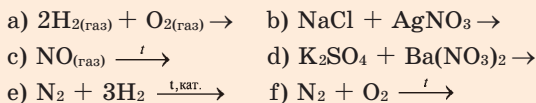
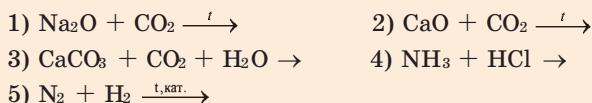
- 1) экзотермическая реакция соединения
 2) эндотермическая реакция соединения
 3) экзотермическая реакция разложения

**6) Определите соответствие.**

Реакции разложения	Количество продуктов реакции	
	простое вещество	сложное вещество
1	1	1
2	0	2
3	0	3

7) Определите соответствие.

- 1) Обратимая экзотермическая реакция соединения
 2) Необратимая реакция обмена
 3) Обратимая эндотермическая реакция соединения

**8) Какие реакции протекают до конца в растворе?****9) При разложении продуктов каких реакций получатся исходные вещества?****10) Выберите реакции соединения.**

11. Скорость химических реакций

Энергия активации. Активные частицы. Вещества вступают в реакцию друг с другом только в том случае, если химические связи между атомами в их молекулах обрываются или ослабевают. Для того, чтобы оборвать или ослабить эти связи, молекулы должны обладать определенной энергией. **Количество энергии, которым обладают молекулы для вступления в химическую реакцию, называют энергией активации.** Молекулы, обладающие энергией активации, называются **активными молекулами**. При активности всех или большей части молекул в веществах, реакция между ними протекает с большой скоростью и за короткий срок. Например, при малейшем соприкосновении с огнем или искоркой происходит мгновенная реакция в смеси газов водорода с кислородом, взятых в объемном отношении 2:1, или между растворами серной кислоты и хлорида бария. Реакции, протекающие под влиянием определенных условий (температуры, катализатора и т.д.) между веществами с частично активными частицами, идут постепенно, медленно. Если в ходе реакции число активизирующихся частиц увеличивается, то реакция продолжается, в противном случае она прекращается. Примерами медленно протекающих реакций являются ржавление железа, восстановление оксида меди (II) атомами водорода, образование медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ путем соединения сульфата меди(II) с водой, реакции гниения, брожения и др.

Скорость гомогенных реакций. Чтобы знать скорость гомогенных реакций, надо вспомнить понятие молярной концентрации.

Изменение молярной концентрации одного из вступивших в реакцию или полученных веществ в единицу времени называют скоростью гомогенных реакций. Графическое выражение изменения по времени концентрации вступающих в реакцию веществ и полученных конечных продуктов называют кинетическими кривыми.

Молярную концентрацию одного из реагирующих или полученных веществ за время τ_1 обозначим C_1 , а за время τ_2 — C_2 .

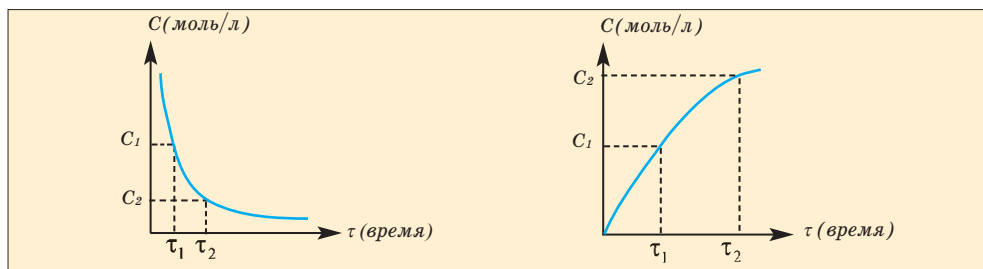
Изменение времени всегда выражается как $\Delta\tau = \tau_2 - \tau_1$. В таком случае средняя скорость гомогенных реакций по концентрации исходного вещества будет равна:

$$\bar{v}_{\text{гомоген}} = -\frac{\Delta C}{\Delta\tau} = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta\tau}$$

По конечному продукту средняя скорость гомогенной реакции равна:

$$\bar{v}_{\text{гомоген}} = +\frac{\Delta C}{\Delta\tau} = +\frac{C_2 - C_1}{\Delta\tau}$$





Изменение концентрации исходного вещества: $\Delta C = C_2 - C_1 < 0$

Изменение концентрации конечного продукта: $\Delta C = C_2 - C_1 > 0$

При объединении обоих уравнений формула средней скорости гомогенной реакции по изменению молярной концентрации будет в следующем виде:

$$\bar{v} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau} \left(\text{един. изм. в } \frac{\text{моль/л}}{\text{сек}} = \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек}} \right)$$

Так как молярная концентрация $C = \frac{\nu}{V}$ то $\Delta C = \frac{\Delta \nu}{V}$.

Если в формулу скорости вписать выражение молярной концентрации, то мы получим следующую формулу средней скорости гомогенной реакции:

$$\bar{v}_{\text{гомоген}} = \pm \frac{\Delta \nu}{V \Delta \tau}$$

$\Delta \nu$ — указывает на изменение количества молей вступающего в реакцию вещества и полученного конечного продукта, V — обозначает объем (в литрах) сосуда, в котором протекает реакция. Графики изменения количества молей веществ аналогичны с графиками изменения молярной концентрации.

На основе формулы гомогенной реакции можно дать новое определение.

Изменение количества молей одного из вступивших в реакцию веществ или полученных конечных продуктов в единицу времени и емкости называют скоростью гомогенной реакции.

На основе данной формулы скорости гомогенной реакции можно производить различные вычисления.

Задача 1. Гомогенная реакция выражена уравнением $A_{(г)} + B_{(г)} = AB_{(г)}$. Вычислите скорость реакции, если за время τ_1 молярная концентрация вещества А равна 0,04 моль/л, а за время τ_2 — 0,01 моль/л в течение 50 сек. времени.

Решение: $\Delta C = C_2 - C_1 = 0,01 - 0,04 = -0,03$ моль/л

$$\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1 = 50 \text{ сек} \quad \bar{v}_{\text{гомоген}} = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = - \frac{-0,03}{50} = 0,0006 \text{ моль/л} \cdot \text{сек}$$



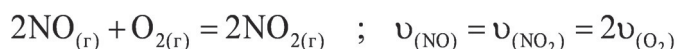
Задача 2. В сосуде объемом 2 л проводится реакция $2A_{(г)} + B_{(г)} = D_{(г)}$. Вычислите среднюю скорость реакции по веществу А, если в течение 10 сек в реакцию выступило 2 моль вещества А.

Решение:
$$\bar{v}_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta \nu}{V \cdot \Delta \tau} = \frac{2}{2 \cdot 10} = 0,1 \text{ моль / (л} \cdot \text{сек)}$$

Следует отметить, что определение скорости реакции зависит и от того, по какому веществу она вычисляется. Подобная ситуация наблюдается в случае различия в уравнениях реакций стехиометрических коэффициентов веществ. Например, в реакции, выраженной уравнением $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, скорость, вычисленная по водороду, будет в 3 раза больше скорости по азоту и в 1,5 раза больше, чем по аммиаку. Т.е.

$$v_{(H_2)} = 1,5v_{(NH_3)} = 3v_{(N_2)}$$

Средняя скорость гомогенной реакции, вычисленная по веществу с коэффициентом, больше скорости реакции, вычисленной по веществу, имеющему коэффициент один, на величину, равную этому коэффициенту. Например:



Если в уравнении гомогенной реакции стехиометрические коэффициенты веществ одинаковые, то скорость не зависит от того, по какому веществу ведутся вычисления.

Скорость гетерогенных реакций. *Изменение количества моль одного из вступающих в реакцию веществ или конечных продуктов в единицу времени на единице поверхности называется скоростью гетерогенной реакции.*

$$\bar{v}_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau} \left(\text{един.изм. в } \frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{сек}} \text{ или } \frac{\text{моль}}{\text{см}^2 \cdot \text{сек}} \right)$$

$\Delta \nu = \nu_2 - \nu_1$ — изменение количества вещества. S — площадь поверхности соприкосновения твердого вещества.

$\Delta \tau$ — время, затраченное на реакцию. С измельчением твердого вещества площадь поверхности соприкосновения увеличивается и поэтому скорость реакции растет.

Увеличение скорости химических реакций имеет большое практическое значение. Чем выше будет скорость за короткий период времени, тем больше можно получить веществ. Однако существуют и такие реакции, где, наоборот, требуется уменьшение их скорости, предотвращение их разрушительного действия. Например, реакции ржавления изделий из стали и чугуна, гниение материалов, изготовленных из дерева, и др. Для регулирования скорости химических реакций следует знать факторы, воздействующие на их скорость.



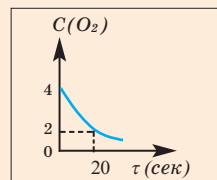
Проверка знаний и способностей

1) Вычислите x , если в реакцию $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$, протекающей со скоростью 2 моль/(л·сек), молярная концентрация азота x моль/л спустя 10 сек. уменьшилась до 1 моль/л.

2) Вычислите скорость реакции по NO, если в реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ молярная концентрация O_2 в течение 5 сек. уменьшилась с 1 моль/л до 0,4 моль/л.

3) Вычислите скорость реакции HBr, если в реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{t} 2\text{HBr}$, проводимой в сосуде объемом 2 л, в течение 5 сек в реакцию вступает 80г Br_2 . $A_r(\text{Br})=80$.

4) На основе графика вычислите скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2$ по CO_2 в моль/л·сек.

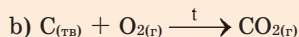
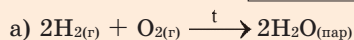


5) Определите соответствие.

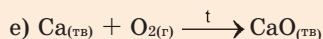
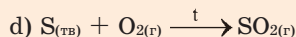
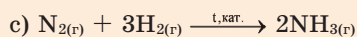
Единица измерения скорости реакции

Реакции

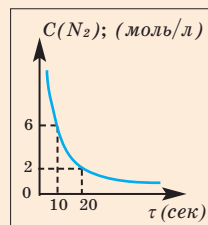
1) $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек}}$



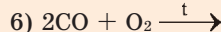
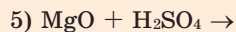
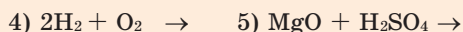
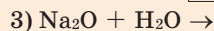
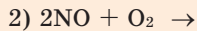
2) $\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{сек}}$



6) На основе графика вычислите скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ по водороду и аммиаку



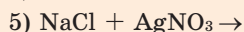
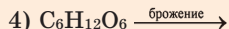
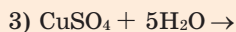
7) Выберите гетерогенные реакции:



8) Выберите реакции, протекающие с медленной скоростью.

1) ржавление железа

2) горение водорода



6) свертывание молока

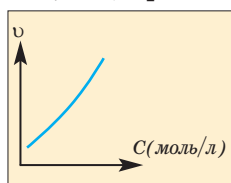
9) Вычислите скорость реакции по водороду, если при взаимодействии H_2 и Cl_2 в закрытом сосуде емкостью 2 л в течение 10 сек образуется 1 моль HCl.



12. Факторы, влияющие на скорость химических реакций

1. Влияние на скорость химических реакций химической природы веществ (реагентов). Химическая природа веществ определяется их составом, строением и типом связи между частицами. Обусловленные этими факторами различные вещества, обладая различной природой, при взаимодействии с одним и тем же веществом будут иметь разные скорости реакций. Например, при изучении химических свойств кислот в 6-ой теме мы наблюдали различные скорости реакций металлов Mg, Zn, Fe с соляной кислотой, имеющей в каждом случае одну и ту же концентрацию. Следовательно, чем активнее металл, тем быстрее будет протекать реакция.

2. Влияние концентрации на скорость реакции. Влияние концентрации веществ на скорость реакции в основном имеет отношение к реакциям, протекающим в газообразной среде и в растворе. В гомогенных

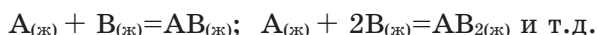
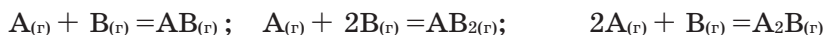


реакциях скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагентов (исходных веществ). Эта зависимость для гомогенных реакций была установлена в 1867 году норвежскими учеными К.Гульдбергом и П.Вааге, и названа законом влияния масс. Для реакций, выраженных уравнением $A_{(r)} + B_{(r)} = AB_{(r)}$ $v = k \cdot C_A \cdot C_B$ где C_A и C_B – молярная концентрация исходных веществ, k – константа скорости реакции. Значение константы скорости реакции может меняться в зависимости от природы веществ и температуры. k – не зависит от других факторов (от концентрации и давления).

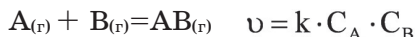
Если реагенты имеют коэффициенты, например: $m A_{(r)} + n B_{(r)} = A_m B_n_{(q)}$, в таком случае, $v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$.

Если реагенты имеют коэффициенты, например: $m A_{(r)} + n B_{(r)} = A_m B_n_{(q)}$, в таком случае, $v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$.

Формула скорости, показывающая зависимость скорости реакции от концентрации реагентов, называется **кинетическим уравнением скорости реакции**. В кинетическом уравнении выражение концентрации увеличивается до коэффициента реагента. Подобного типа кинетические уравнения и относящиеся к ним задачи верны только для таких простых реакций, как:



Если коэффициенты обоих исходных веществ одинаковы, то при увеличении их концентрации в 2 раза скорость реакции увеличится в 4 раза. Например: для реакции



Если увеличим концентрацию A и B в 2 раза, тогда:

$$v^1 = k \cdot 2C_A \cdot 2C_B = 4k \cdot C_A C_B \quad \frac{v^1}{v} = \frac{4kC_A \cdot C_B}{kC_A \cdot C_B} = 4$$

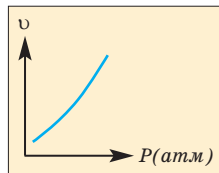
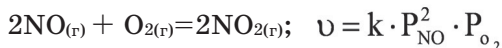
Если в гомогенных реакциях при увеличении концентрации реагентов в 2 раза скорость реакции увеличивается в 8 раз, тогда коэффициент одного из веществ будет равен 1, а другого – 2. Например:



$$A_{(r)} + 2B_{(r)} = AB_{2(r)}; \quad v = k \cdot C_A \cdot C_B^2$$

$$v^1 = k \cdot 2C_A \cdot (2C_B)^2 = 8 \cdot kC_A \cdot C_B^2; \quad \frac{v^1}{v} = \frac{8kC_A \cdot C_B^2}{kC_A \cdot C_B^2} = 8$$

Скорость гомогенной реакции увеличивается с увеличением давления вступающих в реакцию газов. В таком случае в кинетическом уравнении реакции вместо концентрации можно записать парциальное давление газа. Например:



Задача. Как изменится скорость реакции $2A_{(r)} + B_{(r)} = A_2B_{(r)}$ при увеличении давления исходных веществ в 2 раза?

Решение: $v = k \cdot P_A^2 \cdot P_B$ $v^1 = k \cdot (2P_A)^2 \cdot 2 \cdot P_B = 8K \cdot P_A^2 \cdot P_B$

$$\frac{v^1}{v} = \frac{8 \cdot k \cdot P_A^2 \cdot P_B}{k \cdot P_A^2 \cdot P_B} = 8 \quad \text{Следовательно, скорость увеличится в 8 раз.}$$

3. Зависимость скорости реакции от емкости сосуда, в котором протекает реакция (при неизменности количества вещества). В реакциях, протекающих с участием вещества в газообразном состоянии, уменьшение емкости сосуда, в котором происходит реакция, означает увеличение давления. Следовательно, во сколько раз уменьшается емкость сосуда, в котором протекает реакция, во сколько же раз увеличивается давление, т.е. концентрация газа. При увеличении емкости сосуда происходит обратный процесс.

Задача. Как изменится скорость реакции при уменьшении емкости сосуда, в котором протекает реакция $2CO_{(r)} + O_{2(r)} = 2CO_{2(r)}$ в два раза?

Решение: При уменьшении объема сосуда в 2 раза концентрация CO и O₂ также увеличивается в 2 раза. В таком случае:

$$v = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2} \quad v^1 = k \cdot (2C_{CO})^2 \cdot 2C_{O_2} = 8k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}$$

$$\frac{v^1}{v} = \frac{8 \cdot k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}}{k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}} = 8 \quad \text{Значит, скорость увеличится в 8 раз.}$$

Зависимость давления и концентрации газов от емкости сосуда, в котором происходит реакция, можно проследить по графикам 1, 2, 3 и 4 (см. стр. 54).

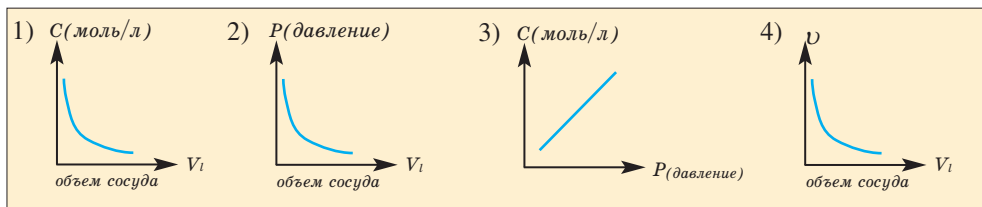
4. Влияние температуры на скорость реакции. Повышение температуры также увеличивает скорость реакций. Голландским ученым Я.Х. Вант-Гоффом в 1884 году было установлено, что с увеличением температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза (см. 5-ый график на стр. 54). Это уравнение Вант-Гоффа. Математическое выражение этой зависимости следующее:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$$

v_{t_1} — t_1 скорость при температуре и времени τ_1 .

v_{t_2} — t_2 скорость при температуре и времени τ_2 .





γ (гамма) — температурный коэффициент скорости реакции, берется в значениях величин $2 \div 4$.

С увеличением температуры увеличивается число и скорость движения молекул, активизировавшихся за счет увеличения запасов внутренней энергии. В итоге увеличивается число эффективного столкновения молекул.

Задача 1. Вычислите скорость реакции с температурным коэффициентом 2, протекающей при температуре 60°C , если при температуре 20°C ее скорость равна $0,01 \text{ моль/л} \cdot \text{сек}$.

Решение: $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 0,01 \cdot 2^{\frac{60 - 20}{10}} = 0,01 \cdot 2^4 = 0,16 \text{ моль/л} \cdot \text{сек}$

Задача 2. При какой температуре реакция с температурным коэффициентом 3 завершится за 6 сек., если при 20°C она завершится за 54 сек.?

Решение: $\gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}; \quad 3^{\frac{t_2 - 20}{10}} = \frac{54}{6} = 9 = 3^2$

Так как основания равны, то и степени тоже будут равны. В таком случае:

$$\frac{t_2 - 20}{10} = 2; \quad t_2 - 20 = 20; \quad t_2 = 40^\circ\text{C}$$

5. Энергия активации. Минимальное количество энергии необходимое для начала той или иной химической реакции, называется энергией активации. Реакции с большей энергией активации протекают относительно быстрее по сравнению с реакциями с малой энергией активации. Энергия активации всегда положительная.

6. Влияние площади поверхности твердого вещества. Скорость же гетерогенных реакций находится в прямо пропорциональной зависимости от площади поверхности твердого вещества (степени измельчения твердого вещества) (см. 6-ой график). Т.е., насколько будет увеличена площадь поверхности при измельчении твердого вещества, настолько же увеличится площадь его столкновения — соприкосновения с газообразным или жидким веществом. Вследствие этого увеличивается и скорость реакции. Например, скорость реакции горения угля, железа, серы увеличивается с увеличением площади поверхности твердых веществ (т.е. степени их измельчения, превращения в порошок) и давления кислорода.

В ходе реакций Al и Zn с соляной кислотой при превращении их в порошок скорость реакций увеличивается.



Проверка знаний и способностей

1) В каких реакциях при увеличении в 2 раза концентрации исходных веществ скорость реакции увеличивается в 8 раз?

1. $2X_{(r)} + Y_{(r)} \rightarrow X_2Y_{(r)}$ 2. $X_{2(r)} + 3Y_{2(r)} \rightarrow 2XY_{3(r)}$ 3. $X_{(r)} + Y_{(r)} \rightarrow XY_{(r)}$
 4. $X_{(r)} + 2Y_{(r)} \rightarrow XY_{2(r)}$ 5. $3X_{2(r)} + Y_{2(r)} \rightarrow 2X_3Y_{(r)}$

2) Определите соответствие.

Изменение скорости реакции при увеличении объема сосуда, в котором протекает реакция, в 2 раза.

1. уменьшится в 4 раза 2. уменьшится в 8 раз 3. уменьшится в 16 раз

Реакции

- a) $2H_2 + O_2 \xrightarrow{t} 2H_2O$ b) $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$ c) $N_2 + 3H_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2NH_3$
 d) $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ e) $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2SO_3$

3) Определите соответствие.

Формула скорости реакции 1. $v = k \cdot C_{X_2}^2 \cdot C_Y$; 2. $v = k \cdot C_{X_2} \cdot C_{Y_2}^2$; 3. $v = k \cdot C_{X_2} \cdot C_{Y_2}^3$

Реакции

- a) $2X_2 + Y_2 \rightarrow 2XY_2$ b) $X_2 + 2Y_2 \rightarrow 2XY_2$ c) $X_2 + 3Y_2 \rightarrow 2XY_3$
 d) $X_2 + Y_2 \rightarrow 2XY$ e) $2X_2 + 3Y_2 \rightarrow 2X_2Y_3$

4) Определите X.

$t_1^\circ C$	$t_2^\circ C$	γ	ν_i (моль/л·сек)	ν_i (моль/л·сек)
60	120	2	0,02	X

5) Определите X.

$t_1^\circ C$	$t_2^\circ C$	γ	ν_i (моль/л·сек)	ν_i (моль/л·сек)
60	80	X	0,05	0,45

6) Определите X и Y.

$t_1^\circ C$	$t_2^\circ C$	γ	τ_1 (сек)	τ_2 (сек)	ν_i / ν_i
40	60	2	60	X	Y

7) Определите X.

$t_1^\circ C$	$t_2^\circ C$	γ	τ_1 (сек)	τ_2 (сек)
50	30	2	30	X

8) Вычислите константу скорости реакции (k). $X_{(r)} + 2Y_{(r)} \rightarrow XY_{2(r)}$

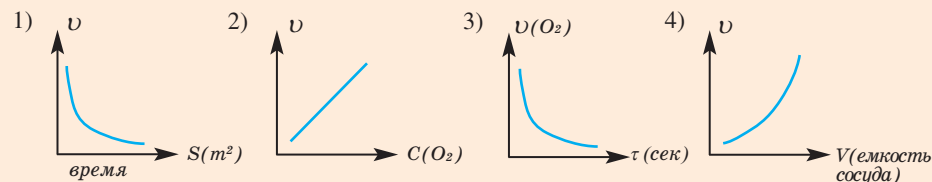
C_x (моль/л)	C_y (моль/л)	ν (моль/л·сек)	Константа скорости реакции
0,3	1	0,9	K

9) Определите соответствие.

Изменение скорости реакции $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2SO_{3(r)}$ протекающей в закрытом сосуде:

1. увеличится в 4 раза 2. уменьшится в 2 раза 3. увеличится в 2 раза
 a) при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза
 b) при увеличении концентрации O_2 в 2 раза
 c) при уменьшении концентрации SO_2 в 2 раза и увеличении концентрации O_2 в 2 раза
 d) при увеличении концентрации как SO_2 , так и O_2 в 2 раза
 e) при увеличении концентрации SO_2 в 2 раза и уменьшении концентрации O_2 в 2 раза

10) Какой из графиков, относящихся к скорости реакции $S_{(тв)} + O_{2(r)} \rightarrow SO_{2(r)}$ протекающей в закрытом сосуде, верный?



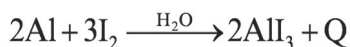
13. Катализаторы и каталитические реакции

В VII классе при изучении реакций получения кислорода в лабораторных условиях вы ознакомились с понятием катализатора. Какова была роль оксида марганца MnO_2 при получении кислорода из пероксида водорода H_2O_2 и бертолетовой соли (хлората калия) ($KClO_3$)?

Напишите уравнения этих реакций.

Вещества, меняющие скорость реакции, оставаясь при этом химически неизменными в конце процесса, называют катализаторами, реакции, протекающие при участии катализаторов, — каталитическими реакциями, а само явление — катализом.

Понаблюдаем за ролью в качестве катализатора известной всем нам воды. Смешаем алюминиевый порошок с истолченными твёрдыми кристаллами иода. Никаких изменений не происходит, значит, реакция не протекает. Добавив же в смесь 2-3 капли воды мы станем свидетелями протекания реакции с выделением теплоты. Здесь выделяется так много теплоты, что часть иода, еще не успев вступить в реакцию, превращается в пар фиолетового цвета. Следовательно, Al и I_2 , не реагирующие друг с другом при обычных условиях, под действием катализатора вступают в бурную реакцию:



Участие катализаторов способствует протеканию реакции при более низких температурах. Как вам известно, химические реакции происходят в том случае, если химические связи между частицами реагентов обрываются. Для этого в систему надо подать энергию. Отсюда следует, что участие катализатора способствует более благоприятному в энергетическом отношении протеканию реакции. Увеличение катализаторами скорости реакции при невысокой температуре объясняется тем, что они образуют неустойчивые, но химически активные промежуточные соединения с реагентами. Катализаторы широко применяются в химической промышленности. Это связано с тем, что реакции, идущие даже при высоких температуре и давлении, но с малым количеством конечных продуктов, при участии катализаторов протекают за более короткий срок, при этом значительно повышается производительность процессов.

ИНГИБИТОРЫ

- эти вещества замедляют скорость химической реакции
- предохраняют металлы от коррозии
- используются при хранении продуктов питания



Существует ряд веществ, участие которых в реакциях замедляет их скорость. Такие вещества называются **отрицательными катализаторами** или **ингибиторами**. Их применение в промышленности имеет большое значение. Ингибиторы больше всего используются для защиты металлов от коррозии (разрушения и порчи под химическим действием). Катализаторы широко распро-



странены в природе. В живых организмах (в том числе и в человеческом организме) большинство реакций протекает с участием природных катализаторов (ферментов) при низких температурах (у человека при 36,6°C). В настоящее время 90% продукции химической промышленности получают с помощью каталитических реакций. Катализаторы используются в таких важных и многотоннажных химических процессах производства, как получение азотной и серной кислот, аммиака, жидкого топлива, синтетического каучука, пластмасс, этилового спирта, при гидрировании жиров, переработке нефти, природного газа и т.д. Существуют и такие вещества, которые, воздействуя на активность катализатора, повышают или снижают ее.

Вещества, повышающие активность катализаторов, называются промоторами, а вещества, понижающие активность твердых катализаторов, – каталитическими ядами.

Катализаторы		
Твердые катализаторы	Жидкие катализаторы	Газообразные катализаторы
Pt, Ni, V ₂ O ₅ , Al ₂ O ₃ , ZnO, AlCl ₃ , FeCl ₃ , MnO ₂ , Cr ₂ O ₃	H ₂ SO ₄ , C ₂ H ₅ OH, H ₃ BO ₃ (3%-ный раствор), CH ₃ OH, H ₂ O ₂	NO

Например, добавленные к катализатору платине (Pt) железо и алюминий – промоторы.

Катализаторы меняют значение константы скорости реакции (к) и уменьшают энергию активации (не воздействуют на тепловой эффект реакции).

Каталитические процессы делятся на две группы – гомогенные и гетерогенные. При гомогенном катализе как реагенты – вступающие в реакцию вещества, так и сам катализатор находятся в одном и том же агрегатном состоянии. Если же реагирующие вещества и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях, то такой процесс называется гетерогенным катализом.

Каталитические реакции	
Гомогенный катализ	Гетерогенный катализ
$2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \xrightarrow{\text{NO}_{(\text{г})}} 2\text{SO}_3$ $2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} \xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{раствор})} 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}_{(\text{ж})}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(\text{ж})}$ этиловый спирт уксусная кислота сложный эфир	$2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж})} \xrightarrow{\text{MnO}_2(\text{тв.})} 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5(\text{тв.})} 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} \xrightarrow{t, \text{Pt}, \text{Rh}} 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})}$ $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \xrightarrow{t, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{K}_2\text{O}, \text{Fe}} 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} \xrightarrow{800-900^\circ\text{C}, \text{Ni}} \text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$ $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2$ $\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \xrightarrow{400^\circ\text{C}, 5-10 \text{ МПа}, \text{ZnO}, \text{CuO}} \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})}$

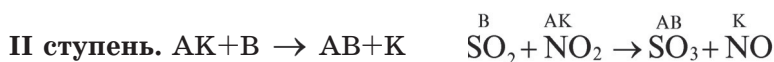
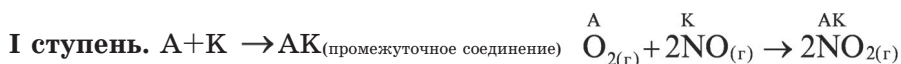


Большинство каталитических процессов — являются гетерогенным катализом.

В настоящее время общей теории катализа пока нет. Вот почему выбор и применение катализаторов производится в основном эмпирически.

Причина ускорения реакции при гомогенном катализе состоит в том, что катализатор образует с одним из реагирующих веществ неустойчивое, но химически активное промежуточное соединение. Данное промежуточное вещество, легко вступая в реакцию с другим веществом, переходит в основной продукт и катализатор вновь восстанавливается.

Например:



Катализатор обладает избирательным свойством. Т.е., использованием для одной и той же реакции различных катализаторов можно добиться протекания этой реакции в различных направлениях.

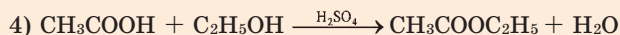
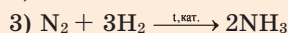
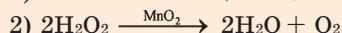
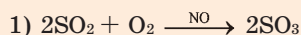
Поскольку при гетерогенном катализе взаимодействие вступающих в реакцию веществ происходит на поверхности катализаторов, в таких процессах адсорбция играет важную роль. Вещества, участвующие в гетерогенном катализе, в первую очередь, адсорбируются (поглощаются) самими катализаторами. Вот почему в активных центрах катализатора концентрация вещества увеличивается и их молекулы, подвергаясь определенным изменениям, активизируются. Вследствие этого, увеличивается число эффективных столкновений и процесс ускоряется.

Проверка знаний и способностей

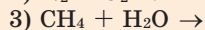
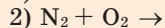
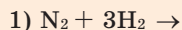
- 1) Что такое катализатор?
 - 2) Что называют:
 - а) гомогенным катализом; б) гетерогенным катализом? Приведите примеры.
 - 3) Что такое ингибитор?
 - 4) Приведите примеры относительно катализаторов в твердом, жидком и газообразном состояниях.
 - 5) Приведите примеры реакций, протекающих с участием катализатора.
 - 6) Определите соответствие.
- | Агрегатное состояние катализатора при н.у. | Катализатор |
|--|-------------------------------------|
| 1. газообразное | а) H_2SO_4 б) NO |
| 2. жидкое | с) V_2O_5 д) ZnO е) C_2H_5OH |
| 3. твердое | |



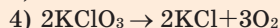
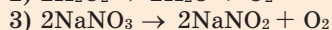
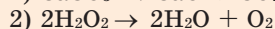
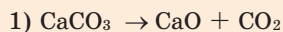
7) Выберите уравнения реакций, относящихся к гетерогенному катализу.



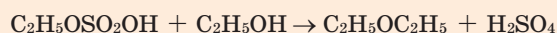
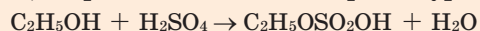
8) Выберите реакции, протекающие с участием катализатора.



9) Выберите реакции, протекающие без участия катализатора.



10) Определите катализаторы по уравнениям реакций.



а) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ б) H_2O в) H_2SO_4 г) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OSO}_2\text{OH}$

14. Химическое равновесие

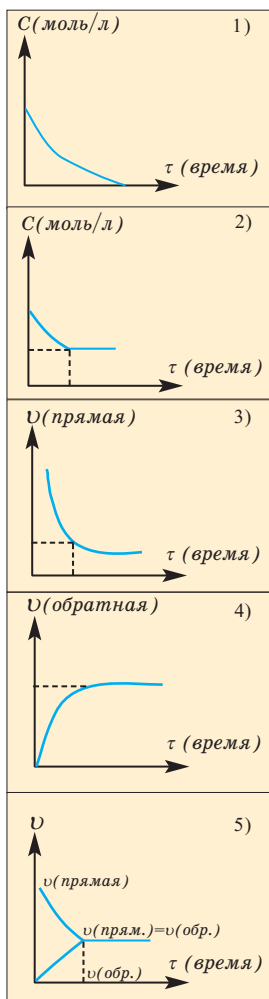
В VII и VIII классах вы узнали, что по своему направлению реакции бывают обратимые и необратимые. **Реакции, протекающие лишь в одном направлении, до полного превращения исходных веществ в конечные продукты, называются необратимыми реакциями.** Все реакции обмена являются необратимыми реакциями. Если в результате реакции образуются газ, осадок, вода, то такие реакции необратимые (т.е. протекающие до конца). Необратимых реакций не так много. Большинство химических реакций – обратимые.

Если одно из исходных (начальных) веществ использовано полностью (т.е. концентрация C (моль/л) уменьшилась до нуля), то такая реакция считается идущей до конца (см. 1-ый график).

Если концентрация исходных веществ не уменьшилась до нуля то такие реакции называются идущими не до конца (см. 2-ой график).

Реакции, идущие в одних и тех же условиях одновременно в двух противоположных направлениях, называются обратимыми реакциями. Необратимые реакции нередко носят относительный характер, и в зависимости от условий, могут стать обратимыми. Большинство гомогенных реакций – обратимые. В обратимых реакциях вместо знака равенства записывается знак обратимости ($\rightleftharpoons$).





По левую сторону от знака обратимости записываются вступающие в реакцию исходные вещества, а по правую сторону — продукты реакции. Реакции, идущие в направлении слева направо, называются прямыми, а в направлении справа налево — обратными. В начальной стадии обратимых реакций концентрация реагирующих веществ бывает высокой. В ходе реакции концентрация полученных конечных продуктов возрастает, а исходных веществ — уменьшается. Реакции, идущие в направлении получения конечных продуктов (в правую сторону), назовем прямыми, обозначив их скорость $v_{\text{прям.}}$ (3-ий график). При увеличении концентрации полученных конечных продуктов в обратимых реакциях скорость реакции, направленной в сторону исходных веществ (влево), начинает возрастать. Данную реакцию, идущую в противоположном направлении, назовем обратной реакцией, обозначив ее скорость $v_{\text{обр.}}$ (4-ый график). Через определенный промежуток времени в обратимых реакциях скорость прямой реакции равняется скорости обратной реакции $v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$ (5-ый график).

Состояние, при котором скорость прямой реакции в обратимых реакциях равна скорости обратной реакции, называют состоянием химического равновесия. Состояние химического равновесия реакции можно выразить количеством молекул, полученных и распадающихся в течение определенного времени.

Состояние, при котором число полученных в единицу времени молекул равно числу распадающихся молекул, называют состоянием равновесия. Концентрация реагирующих веществ в

состоянии равновесия называется концентрацией равновесия. Концентрация равновесия — это часть вещества, не вступающая в реакцию. Химическое равновесие динамично, при неизменности условий (концентрации веществ, температуры и давления) состояние равновесия не нарушается, т.е. прямые и обратные реакции протекают с одинаковой скоростью.

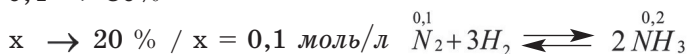
Задача 1.

Равновесная концентрация азота (моль/л)	Концентрация азота, вступившего в реакцию (в %)
0,4	20

На основе реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ вычислите концентрацию равновесия аммиака.

Решение: Если в реакцию вступило 20% азота, то 80% его не вступило в реакцию. В таком случае:

$$0,4 \rightarrow 80\%$$



Равновесная концентрация аммиака равна 0,23 моль/л.

Для определения в обратимых реакциях равновесной концентрации (равн.к.), исходной концентрации (исх.к.) или расходуемой концентрации (расх.к.), следует построить следующую схему реакции.



исх.к.

равн.к.

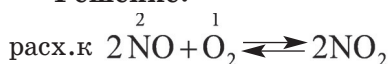
равн.к. = исх.к. – расх.к.

расх.к. = исх.к. – равн.к.

исх.к. = равн.к. + расх.к.

Задача 2. Определите в реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ равновесной концентрации NO и O_2 (моль/л).

Решение:



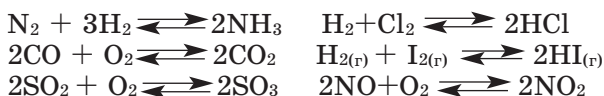
исх.к. 6 4

равн.к. 4 3

Вещества, вступающие в реакцию	Исходные концентрации (в моль/л)	Концентрация NO (в моль/л), расходуемой в реакции в момент равновесия
NO	6	2
O ₂	4	

Следовательно, концентрация равновесия NO 6-2=4; концентрация равновесия O_2 4-1=3 моль/л.

На основе графика возрастания концентрации конечных продуктов реакции нельзя утверждать обратимая это реакция или необратимая (6-ой график). Такой график может относиться как к обратимым, так и необратимым реакциям. Примеры обратимых реакций:



Константа равновесия. Обратимые химические реакции характеризуются константой равновесия. Рассмотрим состояние равновесия реакции, обобщенно выраженной следующим уравнением.

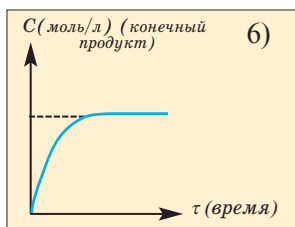


Применив к данной системе закон действующих масс, получим выражение скорости прямых и обратных реакций.

$$v_{\text{прям.}} = k_{\text{прям.}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b \quad v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot C_D^d \cdot C_E^e$$

Здесь C_A, C_B, C_D, C_E соответственно являются равновесными концентрациями веществ A, B, D, E; a, b, d, e – стехиометрические коэффициенты; $k_{\text{прям.}}$ и $k_{\text{обр.}}$ – постоянные (константы) скорости. Согласно условию равновесия ($v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$), равенство скоростей выражается следующим образом:

$$k_{\text{прям.}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b = k_{\text{обр.}} \cdot C_D^d \cdot C_E^e \quad \text{или же} \quad \frac{k_{\text{прям.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{C_D^d \cdot C_E^e}{C_A^a \cdot C_B^b}$$



Так как отношение констант (постоянных) скорости является величиной, оно обозначается знаком K ; математическое выражение химического равновесия называется константой равновесия.

$$K = \frac{k_{\text{прям.}}}{k_{\text{обр.}}} = \frac{C_D^d \cdot C_E^e}{C_A^a \cdot C_B^b}$$

Отношение произведения равновесных концентраций конечных продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ является величиной постоянной, которая называется константой равновесия. Константа равновесия, будучи зависящей от природы и температуры веществ, вместе с тем не зависит от их концентраций, давления, объема, катализатора.

Если известна равновесная концентрация продукта, то записав над формулой равновесную концентрацию, на ее основе можно определить израсходованную концентрацию и равновесную концентрацию других веществ.

Задача 3. Вычислите константу равновесия реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons 2D_{(г)}$

Вещества	Исходные концен-и (в моль/л)	Равновесная концент-я (в моль/л)
A	4	X
B	2	Y
D	0	2

Решение: $\begin{matrix} & 2 & 1 & & 2 \\ & A_{(г)} & + B_{(г)} & \rightleftharpoons & 2D_{(г)} \\ \text{исх.к} & 4 & & 2 & 0 \\ \text{равн.к} & 2 & & 1 & 2 \end{matrix}$; $K_p = \frac{2^2}{2^2 \cdot 1} = 1$

На основе константы равновесия рассмотрим решение задачи, относящейся к вычислению объема сосуда, в котором протекает реакция.

Задача 4. Вычислите объем сосуда (в л.), в котором протекает реакция, если в реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons D_{(г)}$ константа равновесия 4.

Вещества	Исходное кол-во (моль)	Равновесное кол-во (моль)
A	6	X
B	4	2

Решение: $K = \frac{C_D}{C_A^2 \cdot C_B}$ $\begin{matrix} 4/V & 2/V & & 2/V \\ & A_{(г)} & + B_{(г)} & \rightleftharpoons & 2D_{(г)} \\ \text{исх.к} & 6/V & & 4/V & 0 \\ \text{равн.к} & 2/V & & 2/V & 2/V \end{matrix}$

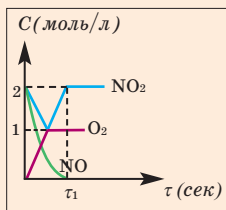
$$4 = \frac{(2/V)}{(\frac{2}{V})^2 \cdot \frac{2}{V}} = \frac{2}{\frac{4}{V^2}} = \frac{V^2}{4} ; V = 4 \text{ л}$$

Проверка знаний и способностей

1) Какие выражения верны согласно графику, относящемуся к реакции $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$?

- 1) Реакция протекала не до конца.
- 2) В момент τ_1 скорость реакции равна нулю.
- 3) Реакция протекала до конца.
- 4) В конце реакции концентрация NO_2 равна концентрации, израсходованной NO .

2) Вычислите константу равновесия реакции.



Реакция		
$X_{(г)} + 2Y_{(г)} \rightleftharpoons 2Z_{(г)}$		
Вещества	Исходные концентрации (моль/л)	Равновесные концентрации (моль/л)
X	3	a
Y	4	b
Z	0	2



3) Вычислите объем сосуда (в л), в котором протекает реакция, если кон-

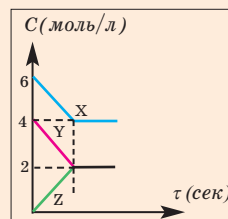
Веще- ства	ν (исходный) (в моль)	ν (равновесия) (в моль)
X	4	2
Y	6	a

станта равновесия реакции равна 2.
 $X_{(г)} + 2Y_{(г)} \rightleftharpoons 2Z_{(г)}$.

а) 1 б) 3 в) 4 г) 2 д) 5

4) Сколько моль X вещества следует добавить в систему, чтобы получи-
лось 2-ое состояние равновесия? Объем сосуда, в котором протекает реак-
ция, составляет 1 л. а) 4 б) 5 в) 6 г) 7 д) 3

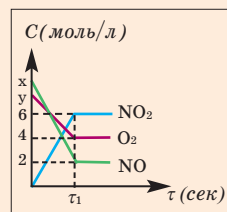
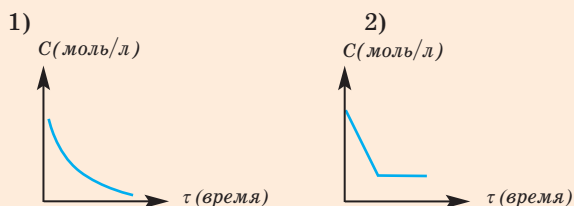
Реакция			
$X_{(г)} + Y_{(г)} \rightleftharpoons Z_{(г)}$			
Вещества (моль)			
1-ое состояние равновесия	X	Y	Z
	2	3	6
2-ое состояние равновесия	a	b	7



5) На основании графика относительно реакции
 $X_{(г)} + Y_{(г)} \rightleftharpoons Z_{(г)}$ вычислите константу равновесия реакции.

а) 0,25 б) 0,01 в) 0,1 г) 0,005 д) 0,125

6) Какой из графиков зависимости концентрации исходных веществ от
времени относится к реакциям, протекающим: а) до конца; б) не до конца:

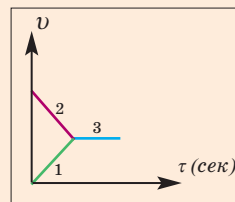


7) На основании графика относительно реакции
 $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ определите сумму $x+y$.

8) На основании графика $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$ вычислите равновесную кон-
центрацию CO_2 (в моль/л).

Концентрация равновесия кислорода (в моль/л)	Концентрация кислорода, вступившего в реакцию (в %)
0,75	25

9) Какие из частей графика по реакции $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons 2D_{(г)}$
относятся к: а) реакции соединения; б) реакции разло-
жения; в) химическому равновесию?



15. Факторы, влияющие на химическое равновесие

При изменении одного из параметров, влияющих на условия протекания реакции, равновесие реакции смещается или вправо (в сторону конечных продуктов), или влево (в сторону исходных веществ). Влияние условий на химическое равновесие определяется принципом **Ле-Шателье** (в честь французского ученого А.Ле-Шателье). Этот принцип выражен следующим образом:

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону уменьшения этого воздействия.

1. Влияние концентрации на равновесие. Согласно принципу Ле-Шателье можно утверждать, что при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие будет смещаться в сторону уменьшения концентрации данного вещества.

Например: Для того, чтобы в реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons D_{(г)}$ направить равновесие вправо (в сторону конечного продукта), следует добавить в систему вещества А или В (т.е. увеличить концентрацию) или же удалить из системы D. И, наоборот, если добавим в систему D или уменьшим концентрацию А и В (удалим из системы), то равновесие сместится влево (в сторону исходных веществ).

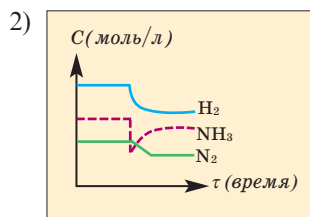
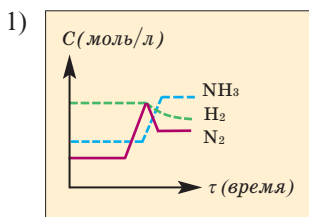
Если в реакции $CH_{4(г)} + H_2O_{(пар)} \rightleftharpoons CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$ добавим в систему CH_4 или H_2O , или же удалим из системы CO или H_2 , то равновесие сместится вправо (в сторону образования CO и H_2).

Для того, чтобы в обратимой реакции, протекающей с образованием воды, направить равновесие вправо – в сторону конечного продукта, следует добавить в систему водопоглощающее вещество (концентрированную серную кислоту H_2SO_4).

Если в систему, находящуюся в состоянии равновесия, добавить одно из исходных веществ, то его концентрация равновесия будет больше прежней концентрации, у другого же реагирующего вещества, наоборот, уменьшится, а у конечного продукта – увеличится.

Например: Если в систему обратимо протекающей реакции $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$ добавим N_2 , то получится 1-ый график.

При удалении из системы конечного продукта реакции (NH_3), ее новая равновесная концентрация будет меньше прежней равновесной концентрации, концентрации исходных веществ также уменьшатся, в итоге получится 2-ой график.



Задача 1.

Вещества	1-ое состояние равновесия (в моль)	После добавления X моль А 2-ое состояние равновесия (в моль)
A	2	a
B	3	b
D	6	7

Определите X, добавленный в реакцию $A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons D_{(r)}$ (объем сосуда, в котором протекает реакция, составляет 1 л).

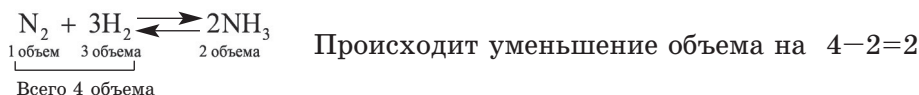
Решение. Из таблицы видно, что концентрация конечного продукта увеличилась на $7-6=1$ моль/л. Следовательно, в реакции было израсходовано 1 моль/л А и В. В таком случае, $A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons D_{(r)}$

При I равновесии $K_I = \frac{6}{2 \cdot 3} = 1$

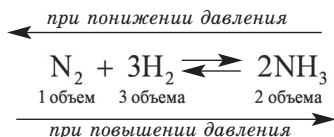
Во II равновесии K не меняется, так как не зависит от концентрации. В таком случае, $K_{II}=1$

	$A_{(r)}$	$+ B_{(r)}$	$\rightleftharpoons$	$D_{(r)}$	
I равновесие.	2	4	8	$K_{II} = 1 = \frac{7}{(1+x) \cdot 2}$	
II равновесие.	$2-1+x$	$4-1$	9	$1+x=3; x=2$	

2. Влияние давления на равновесие. Влияние давления проявляется при газообразном состоянии реагирующих веществ. Повышение давления смещает равновесие реакции в сторону уменьшения объема (т.е. в сторону меньшего количества моль газов). Например:

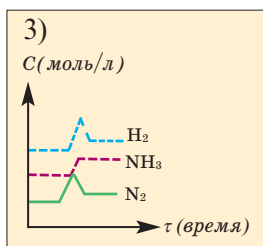


В реакции, представленной в виде данного уравнения, повышение давления смещает равновесие вправо, а понижение – влево. При уменьшении давления равновесие смещается в сторону увеличения количества моль газов.



Если число моль вступающих в реакцию и образовавшихся газов одинаковое, то в таких реакциях изменение давления не влияет на равновесие. Например:



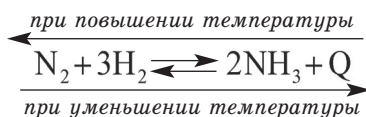


Если в реакции в целом не участвует вещество в газообразном состоянии, то в таких случаях также давление не влияет на равновесие. Например:



При повышении давления концентрация газов увеличивается. В таком случае, если в обратимой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ в 2 раза увеличим давление, то изменение концентрации газов и скорости реакции будет происходить как в 3-ем графике.

3. Влияние температуры на равновесие. Говоря о влиянии температуры на равновесие, следует учитывать экзотермичность или эндотермичность реакции. Повышение температуры смещает равновесие экзотермических реакций в сторону исходных веществ (влево), а равновесие эндотермических реакций – в сторону конечных продуктов (вправо). Понижение же температуры оказывает обратное действие. Например:



химическая реакция

СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Концентрация (С)

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$

увеличение [N и H₂]
V > V_{обр.} →

уменьшение [NH₃]
← V < V_{обр.}

Температура, Т

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$
+ Q – экзотермический процесс

$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$
- Q – эндотермический процесс

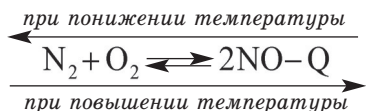
Давление, Р

– N₂
– H₂

– NH₃



В находящейся в состоянии равновесия реакции при определенной температуре получится столько же молекул, сколько их будет распадаться. Смещение равновесия в ту или иную сторону обусловлено разницей между поданной в систему температурой и температурой равновесия.



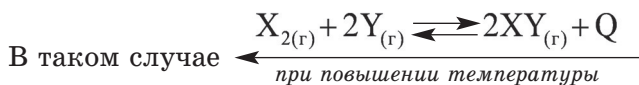
Задача 2. На основании таблицы определите, какие выражения верны?

I. С повышением температуры увеличивается и общее количество молей.

II. Прямая реакция эндотермическая.

III. При понижении температуры равновесие смещается вправо.

Решение: Если при повышении температуры константа равновесия уменьшается, значит, данная реакция экзотермическая. Константа равновесия уменьшилась в $0,2/0,02=10$ раз.



Реакция, протекающая в закрытом сосуде	
$\text{X}_{2(\text{r})} + 2\text{Y}_{(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{XY}_{(\text{r})}$	
при 25°C	при 100°C
K=0,2	K=0,02

Следовательно, так как при повышении температуры равновесие смещается влево, то разлагается 2 моль XY и образуется 3 моль нового газа (1 моль X₂ и 2 моль Y). Т.е. общее количество молей увеличивается. При понижении температуры равновесие должно сместиться вправо. Следовательно, I и III выражения верные, а II выражение — ошибочное.

4. Катализаторы не влияют на смещение равновесия, так как в одинаковой степени ускоряют как прямые, так и обратные реакции.

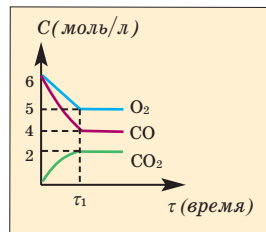
5. На основе значения константы равновесия можно определить направление смещения равновесия. При K>1 равновесие смещается вправо (в сторону конечного продукта), а при K<1 — равновесие смещается влево (в сторону исходных веществ). Если же K=1, то произведение концентраций равновесия исходных веществ и конечных продуктов уравнивается.

Задача 3. Согласно графику относительно реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ определите, какие выражения верные?

I. C(исходное)_{общее}=14 моль/л ;

II. C(равновесия)_{общее}=11 моль/л ;

III. K=0,1;



IV. В момент равновесия (τ_1) равновесные концентрации всех веществ одинаковые.

Решение: $C_{\text{(исход.)}} O_2 = 6 \text{ моль/л}$;

$C_{\text{(исход.)}} CO = 6 \text{ моль/л}$, в таком случае,

$C_{\text{(исход.)}} \text{ общее} = 6 + 6 = 12 \text{ моль/л}$ (значит, I выражение неверное)

$C_{\text{(равнов.)}} O_2 = 5$; $C_{\text{(равнов.)}} CO = 4$; $C_{\text{(равнов.)}} CO_2 = 2 \text{ моль/л}$

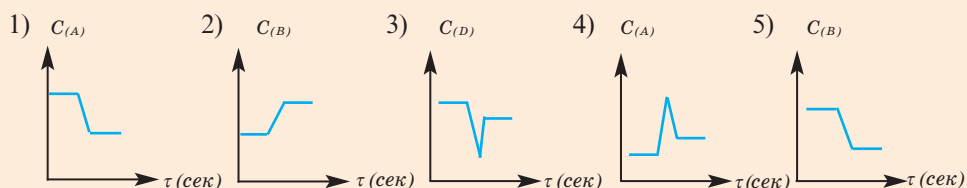
$C_{\text{(равнов.)}} \text{ общее} = 5 + 4 + 2 = 11 \text{ моль/л}$ (II выражение верное)

$$K = \frac{2^2}{4^2 \cdot 5} = \frac{4}{16 \cdot 5} = \frac{1}{20} = 0,05 \quad (\text{III выражение неверное})$$

Из графика видно, что равновесные концентрации всех веществ в момент τ_1 разные (значит, IV выражение неверное).

Проверка знаний и способностей

1) Какие из графиков зависимости равновесных концентраций веществ от времени верные, если в обратимой реакции $A_{(r)} + 2B_{(r)} \rightleftharpoons D_{(r)}$ мы уберем D из системы?



2) В результате проведения каких опытов в обратимой реакции $2A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons D_{(r)} + Q$ равновесие сместится вправо (в сторону конечного продукта)?

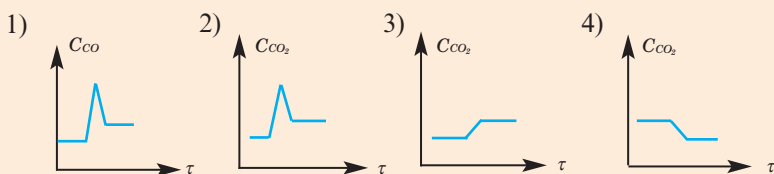
- 1) При повышении температуры
- 2) При понижении температуры
- 3) При повышении давления
- 4) При понижении давления
- 5) При добавлении в систему вещества A
- 6) При удалении из системы вещества B

3) В каких реакциях при одновременном повышении давления и температуры равновесие смещается вправо (в сторону конечного продукта)?

- 1) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - Q$
- 2) $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH - Q$
- 3) $Fe_2O_{3(тв.)} + 3CO_{(r)} \rightleftharpoons 2Fe_{(тв.)} + 3CO_{2(r)} - Q$
- 4) $CO_{2(r)} + C_{(тв.)} \rightleftharpoons 2CO_{(r)} - Q$
- 5) $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3 - Q$
- 6) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$



4) Какие из графиков изменения концентраций веществ в зависимости от времени в момент равновесия, образовавшегося после добавления CO в систему реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$, верные?



5) Какие опыты следует провести для того, чтобы в реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$ равновесие сместилось в сторону исходных веществ (влево)?

- 1) понизить температуру
- 2) повысить давление
- 3) повысить давление
- 4) понизить давление
- 5) добавить в систему H_2
- 6) увеличить концентрацию NH_3

6) Смещение равновесия в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2 + Q$

Под влиянием каких факторов равновесие сместилось в указанном направлении?

- 1) при повышении давления
- 2) при повышении температуры
- 3) при добавлении в систему CO
- 4) при увеличении концентрации O_2
- 5) при удалении из системы CO

7) В каких случаях изменение давления не влияет на смещение равновесия?

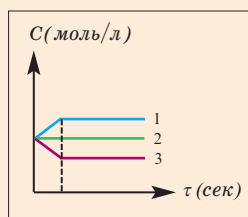
- 1) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв.}) + 4\text{H}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{пар.})$
- 3) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
- 4) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$
- 5) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$

8) Определите соответствие.

Реакции:

- a) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$
- b) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар.})$
- c) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв.}) + 4\text{H}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 3\text{Fe}(\text{тв.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{пар.})$
- d) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
- e) $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$

Изменение концентрации конечного продукта при повышении давления



ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций

1. Поместите в каждую из двух пробирок по 2 кусочка цинка одинаковой величины. Налейте в одну из пробирок 2–3 мл разбавленной (в объемном отношении 1:2) соляной кислоты, а в другую – в таком же количестве разбавленную уксусную кислоту.

2. Вновь поместите в обе пробирки по 2 кусочка цинка, налейте в одну из них 2–3 мл в объемном отношении 1:5 разбавленной соляной кислоты, а в другую – то же самое – в объемном отношении 1:10.

3. Насыпьте в одну из пробирок немного порошка железа, а в другую – столько же железных стружек, добавив в них 2–3 мл разбавленной (1:2) соляной кислоты.

4. Поместите в каждую из двух пробирок по два кусочка цинка одинаковой величины. Налейте сверху в каждую пробирку по 2–3 мл разбавленной (1:10) серной кислоты. Одну из пробирок подогрейте, а другую держите при комнатной температуре.

Внимательно наблюдайте за ходом опытов, отметьте, в каких случаях реакция протекает ускоренно. Укажите, какие факторы во время опытов 1, 2, 3 и 4 ускоряли реакцию.



ГЛАВА III

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И СТРОЕНИЕ АТОМА

16. Периодический закон

В середине XIX века число открытых химических элементов достигло 63, кроме того, ученые уже умели с довольно большой точностью вычислить атомный вес элементов (в настоящее время используется более точный термин—атомная масса). Увеличение числа химических элементов привело к необходимости в их систематизации.

Первая научная попытка в этой области была предпринята в 1828 году немецким ученым Иоганн Вольфганг Деберейнером. Им было выявлено существование схожих групп элементов (щелочных металлов: Li, Na, K; щелочноземельных металлов: Ca, Sr, Ba; галогенов: Cl, Br, I и др.), назвав их триадами (трио). Деберейнером была высказана мысль о периодических изменениях свойств элементов в триадах.

В 1864 году английский ученый Джон Александр Ньюлендс обнаружил наличие групп семерок элементов. Он показал, что в данных группах каждый восьмой элемент, следующий за седьмым, повторяет свойства предыдущего элемента или проявляет схожие с ним свойства. Ньюлендс назвал это «правилом октавы».

Французский ученый Шанкуртуа расположил элементы в виде спирали вокруг цилиндра по мере возрастания их атомного веса. При этом схожие элементы оказались расположены друг под другом.

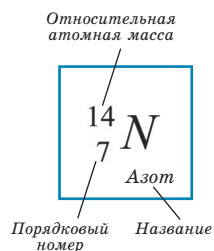
В 1869 году немецкий ученый Лотар Мейер, расположив известные элементы в порядке увеличения их атомного веса, определил периодические изменения их свойств, впервые составив таблицу, показывающую эту зависимость. Им были представлены шесть групп схожих элементов.

В отличие от своих предшественников, великий русский ученый Дмитрий Иванович Менделеев, расположив известные к тому времени 63 элемента в порядке возрастания атомного веса, составил более законченную и усовершенствованную таблицу периодической системы. Наряду с составлением своей таблицы, он также вывел закон о периодичности схожих свойств химических элементов. Им было обнаружено, что схожие химические свойства элементов и их соединений через определенные интервалы—периоды (после определенного числа элементов) повторяются. Проследим за периодичностью в свойствах химических элементов по нижеприведенной таблице 8.

Таблица 8

II период	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
Высшие оксиды	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Гидроксиды	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
Водородные соединения	LiH _(тв)	BeH _{2(тв)}	B ₂ H _{6(ж)}	CH _{4(газ)}	NH _{3(газ)}	H ₂ O _(ж)	HF _(газ)	—





Цифры, обозначенные у элементов сверху слева, выражают их округленную относительную атомную массу, а расположенные снизу слева – порядковый номер элемента.

При внимательном рассмотрении таблицы можно заметить следующее:

1. Начиная от лития до фтора с возрастанием относительных атомных масс элементов наблюдается постепенное ослабление металлических (Li, Be – металлы) и усиление неметаллических (B, C, N, O, F – неметаллы) свойств. Расположенный в конце ряда элемент Ne (неон) – благородный (инертный) газ.

2. В нелетучих водородных соединениях валентность возрастает с 1 до 3, а в летучих водородных соединениях – уменьшается с 4 до 1.

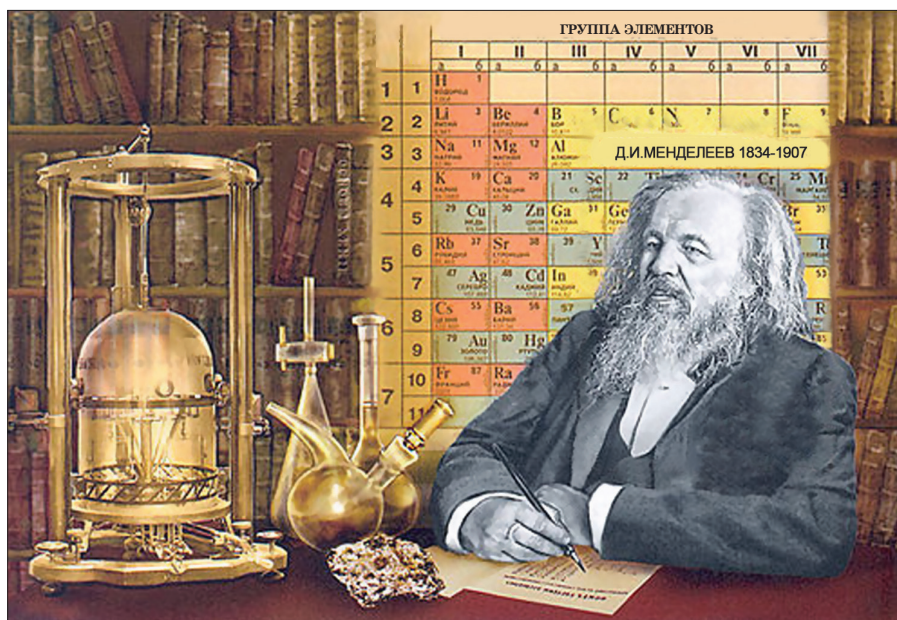
3. В высших оксидах валентность элементов возрастает.

4. В ряду элементов слева направо постепенно основные свойства гидроксидов ослабевают, а кислотные свойства усиливаются.

Изменение свойств элементов 3-го периода ${}^{23}_{11}\text{Na}$, ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{27}_{13}\text{Al}$, ${}^{28}_{14}\text{Si}$, ${}^{31}_{15}\text{P}$, ${}^{32}_{16}\text{S}$, ${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$, ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ происходит так же, как у элементов 2-го периода. То есть формы (составы) и важнейшие свойства элементов и их соединений периодически повторяются. Д.И.Менделеев открыл этот периодический закон сформулировав следующим образом:

Формы и свойства простых веществ, а также формы и свойства их химических соединений находятся в периодической зависимости от величины их атомного веса.

1 марта 1869 года – дата открытия периодического закона и создания первоначального варианта периодической системы.



В ряде случаев (при определении места расположения элементов Ar и K, Co и Ni, Te и I) Менделеев допустил отступления от закона. Так, при определении места указанных элементов в таблице он отдал предпочтение не последовательности возрастания их атомных масс, а закономерности изменения их свойств. Подобные отступления от периодического закона вплоть до изучения строения атома и его связи с периодическим законом считались недостатком периодической системы.

На основе периодического закона Д.И.Менделеев составил периодическую систему химических элементов. Каждый элемент в периодической системе занимает определенную клетку, характеризуется своим порядковым номером и атомной массой.

При составлении периодической системы Д.И.Менделеев уточнил атомные массы многих элементов (например, Be), оставил в таблице пустые места для неоткрытых 29 элементов, заранее с максимальной точностью описав и сообщив свойства и атомные массы (44, 68 и 72) трех из них — экаалюминия, экабора и экакремния. Все три элемента — экабор (скандий Sc; 45,0), экаалюминий (галлий Ga; 69,7), экакремний (германий Ge; 72,6) были открыты еще при жизни Д.И.Менделеева и носят названия стран, где они были открыты. Позже, после изучения строения атома и физического смысла порядковых номеров элементов (равенство числа протонов заряду ядра), прозорливость мыслей Менделеева была подтверждена.

Так как заряды ядер элементов (числовое значение порядковых номеров) являются главными определителями их свойств, в настоящее время современное определение периодического закона имеет следующее звучание.

Формы и свойства химических элементов, а также образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атомов.

17. Периодическая система химических элементов

Периодическая система химических элементов — это графическое изображение периодического закона. До сих пор было предложено до 600 таблиц, графиков и схем, выражающих периодический закон. Две таблицы — более усовершенствованные варианты: таблица с краткой периодичностью, или классической формы, и таблица с длинной периодичностью (с 18 вертикальными столбцами). Таблица с краткой периодичностью в первоначальной форме была предложена Д.И.Менделеевым. В настоящее время таблица с краткой периодичностью распространена более широко. Современная форма данной таблицы дана на четвертой странице обложки учебника. Рассмотрим указанную таблицу периодической системы более подробно. Таблица состоит из горизонтальных рядов, называемых периодами, и вертикальных столбцов — групп. В настоящее время открыты 114 элементов, из них в периодической системе даны 110 элементов. Остальные 4 эле-



мента не были включены в таблицу, так как не получили подтверждения со стороны Международного Союза химиков (IUPAC). В краткой форме периодической системы имеется 7 периодов. **Периоды – это расположенные в порядке возрастания зарядов ядер горизонтальные ряды элементов, начинающиеся щелочными металлами (в первом периоде – водородом) и заканчивающиеся инертными газами.** Периоды пронумерованы обычными 4 (арабскими) цифрами, а группы – римскими. Первый период состоит из двух элементов, а второй и третий – каждый из 8 элементов. Их именуют **малыми периодами**. Остальные называются **большими периодами**. В четвертом и пятом периодах содержится по 18 элементов в каждом. В шестом периоде – 32, в седьмом – 23 элемента. 4-й, 5-й и 6-й периоды называют большими периодами. Последний (седьмой) – **неполный период**, так как он еще до конца не заполнен, открытие новых химических элементов продолжается. В краткой форме таблицы малые периоды состоят из одного ряда, а большие периоды – из двух рядов. Как малые, так и большие периоды начинаются щелочными металлами (кроме первого периода) и заканчиваются инертными газами. По мере возрастания в периодах порядковых номеров элементов их металлические свойства постепенно ослабевают, и они переходят вначале в амфотерные металлы, а затем в неметаллы. В конце периодов неметаллические свойства элементов усиливаются и, наконец, период завершается инертными газами, не проявляющими при обычных условиях ни металлических, ни неметаллических свойств. Подобные изменения свойств элементов несколько замедляются в больших периодах: верхние ряды у них состоят только из металлов, а в нижних рядах металлические свойства постепенно переходят в неметаллические.

В периодической системе имеется 8 групп. **Расположенные в вертикальных столбцах периодической таблицы ряды элементов называются группами.** В таблице каждая группа по сходству свойств элементов подразделяется на две подгруппы: главную (или подгруппу А) и побочную (или подгруппу В). **Главные подгруппы** состоят из элементов как малых, так и больших периодов, а **побочные подгруппы** – только из элементов больших периодов. В главных подгруппах с возрастанием порядковых номеров элементов (сверху вниз) их металлические свойства усиливаются. Например: Во II подгруппе А Be – амфотерный, Mg – основной, Ca, Sr, Ba – металлы, образующие более сильные основные оксиды и гидроксиды. В VII подгруппе А первым сверху расположен фтор F, обладающий самым сильным неметаллическим свойством (он не отдает свои электроны ни одному атому элементов), следом за ним ниже находятся Cl и Br с несколько слабыми неметаллическими свойствами и, наконец, иод – I, уже проявляющий некоторые металлические свойства. Такие сравнения можно провести в каждой группе.

В таблице 9 указаны места некоторых элементов, расположенных в главной подгруппе периодической системы.



Таблица 9

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	${}^1_1\text{H}$							${}^4_2\text{He}$
2	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
3	${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{28}_{14}\text{Si}$	${}^{31}_{15}\text{P}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
4	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{40}_{20}\text{Ca}$	${}^{69,72}_{31}\text{Ga}$	${}^{72,59}_{32}\text{Ge}$	${}^{74,922}_{33}\text{As}$	${}^{78,9}_{34}\text{Se}$	${}^{80}_{35}\text{Br}$	${}^{83,8}_{36}\text{Kr}$
5	${}^{85,46}_{37}\text{Rb}$	${}^{87,6}_{38}\text{Sr}$	${}^{114,82}_{49}\text{In}$	${}^{118,69}_{50}\text{Sn}$	${}^{121,75}_{51}\text{Sb}$	${}^{127,6}_{52}\text{Te}$	${}^{127}_{53}\text{I}$	${}^{131}_{54}\text{Xe}$
6	${}^{133}_{55}\text{Cs}$	${}^{137}_{56}\text{Ba}$	${}^{204,38}_{81}\text{Tl}$	${}^{207,2}_{82}\text{Pb}$	${}^{208,98}_{83}\text{Bi}$	${}^{[209]}_{84}\text{Po}$	${}^{[210]}_{85}\text{At}$	${}^{[222]}_{86}\text{Rn}$

Периодический закон и периодическая система элементов в начале XX века сыграли огромную роль в изучении строения атома.

Проверка знаний и способностей

1) Какие из элементов таблицы периодической системы являются первыми в периодах в которых они расположены?

- 1) Ne 2) Na 3) Ar 4) Li 5) He 6) K

2) Какие из элементов таблицы периодической системы являются последними в периодах, в которых они расположены?

- 1) Ca 2) He 3) Na 4) Ne 5) Fe 6) Ar

3) Что называют периодом?

4) Сколько всего малых и больших периодов?

5) Сколько в целом элементов имеется в малых периодах?

- a) 8 b) 2 c) 10 d) 18 e) 20

6) Сколько минимум элементов может быть в малых периодах?

7) Сколько максимум элементов может быть в малых периодах?

8) Что такое группа?

9) В какой группе расположен элемент, который, вступая в реакцию в свободном виде, всегда получает электрон?

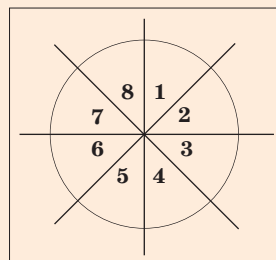
10) В какой группе расположен элемент, который не вступает в химические реакции, т.е. не получает и не отдает электрон?

11) Что такое главная подгруппа?

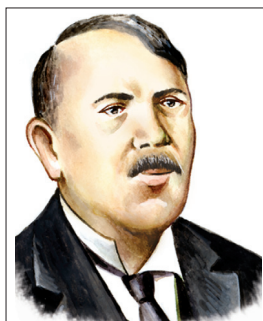
12) Элементы каких главных подгрупп состоят только из металлов, и каких – только из неметаллов?

13) Что такое побочная подгруппа?

14) В какую секцию попадет 13-й элемент, если расположить вокруг указанной окружности вначале элементы 2-го периода, а затем – 3-го периода?



18. Модели атомов. Электронные орбитали



**ЭРНЕСТ
РЕЗЕРФОРД**
(1871–1937)

Английский физик. В 1911 году он своим знаменитым опытом по рассеиванию частиц доказал существование положительно заряженного ядра в атомах.

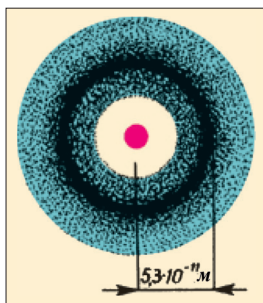


Рис. 1. Орбиталь s-электрона в атоме водорода

В VII классе вы получили некоторые сведения об атоме. Давайте еще раз восстановим их в памяти.

Атом — это состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов электронейтральная, мельчайшая химически неделимая частица, содержащая в себе все свойства химического элемента.

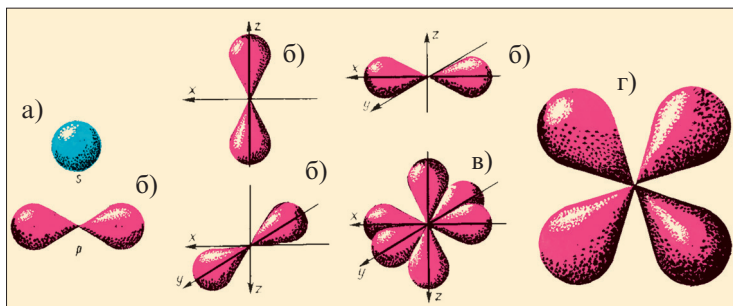
До конца XIX века атомы рассматривались как неделимые частицы. Ряд открытий (радиоактивность, электропроводимость растворов, катодные лучи), сделанных начиная с 1896 года, доказали, что атомы являются сложными частицами. После этого ученые стали предлагать свои модели атома, раскрывающие суть этих частиц. Наиболее приемлемая модель атома была предложена английским ученым Э.Резерфордом в 1911 году. На основе проведенного опыта он пришел к выводу, что атом — это шарообразная нейтральная частица, состоящая из очень маленького положительно-заряженного ядра в центре, вокруг которого на большой скорости по определенным орбитам движутся отрицательно заряженные электроны. По этой модели движение электронов было уподоблено вращательному движению планет вокруг Солнца, в связи с чем модель Резерфорда получила название **планетарной модели**.

Дальнейшие исследования показали, что движение электронов вокруг ядра более сложно и они вовсе не движутся по определенным орбитам. Согласно современным представлениям электроны, как и любая микрочастица, вращаясь с большой скоростью вокруг ядра, образуют электронное поле, или, выражаясь более образно, электронное облако. Пребывание электрона в какой-то определенной момент в каком-либо месте вокруг ядра можно лишь предположить. Наиболее вероятные места их пребывания — это самые плотные части электронного облака, называемые **орбиталями**. Орбитали — это участки 90%-ной вероятности пребывания электронов при стационарном состоянии атома (при отсутствии подачи энергии со стороны).

При вращении электрона в атоме водорода вокруг ядра образуется орбиталь сферической (шарообразной) формы. Было установлено, что в стационарном состоянии она находится в радиусе $5,3 \cdot 10^{-11} \text{ м}$ от ядра (рис. 1). **Сферической формы орбитали и образующие их электроны называют s-орбиталями и s-электронами**. Схематически s-орбитали обозначают в форме шара. Сферической формы s-орбиталь симметрична относительно ядра и ни в какую сторону не отклоняется (рис. 2, а).



Рис. 2. Формы s-, p-, d- электронных облаков



В атомах бора (порядковый номер—5) и последующих элементов кроме s-электронов были выявлены также элек-

троны, образующие орбитали гантелеобразной формы. Их, соответственно, называют p-электронами и p-орбиталями (рис. 2, б). В пространстве могут существовать три p-орбитали (p_x , p_y , p_z), расположенные вдоль трех координатных осей (x, y, z) (рис. 2, в).

Кроме s- и p-орбиталей в многоэлектронных атомах существуют также более сложные по форме d- и f-орбитали. В пространстве d-орбитали существуют в 5 формах. Каждая орбиталь может быть образована одним или двумя электронами. Плотность орбитали, образованной совместно двумя электронами, более высокая. 1 орбиталь отмечается одной клеткой ($\square$).



пустая орбиталь

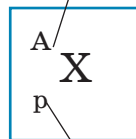


полузаполненная орбиталь



заполненная орбиталь

Относительная атомная масса



Протон

Согласно планетарной модели атома, в нейтральном атоме число протонов равно числу электронов: $p(X) = \bar{e}(X)$

Относительная атомная масса или же массовое число атома равно сумме количества протонов и нейтронов (n): $(A = p + n)$.

При получении электрона атом становится отрицательно заряженным, в этом случае количество его электронов и радиус (r) увеличиваются.

${}^A_pX^{a-}$ $N(\bar{e}) = p + \text{числовое значение заряда}(a)$; $e(X^{a-}) > p(X^0)$; $r(X^{a-}) > r(X^0)$.

Отдавая электрон, атом становится положительно заряженным, при этом количество его электронов и радиус (r) уменьшаются.

${}^A_pX^{a+}$ $N(\bar{e}) = p + \text{числовое значение заряда}(a)$; $\bar{e}(X^0) > \bar{e}(X^{a+})$; $r(X^0) > r(X^{a+})$.

Например: В ионе ${}^{31}_{15}X^{3-}$ $p=15$; $n=A-p=31-15=16$;
 $N(\bar{e})=p+\text{заряд}=15+3=18$

В ионе ${}^{40}_{20}X^{2+}$ $p=20$; $n=A-p=40-20=20$; $\bar{e}=p-\text{заряд}=20-2=18$

Изотопами называются разновидности атомов одного и того же химического элемента с одинаковым положительным зарядом (числом протонов, зарядом ядра), но разными атомными массами.

Например: 1_1H (протий) 2_1H (или 2_1D) (дейтерий) 3_1H (или 3_1T) (третий)
 1p 1p, 1n 1p, 2n

Изотопы водорода



Из всех элементов, изучаемых по школьному курсу химии, лишь изотопы водорода даны под разными названиями. **Элементы, обладающие одинаковыми относительными атомными массами, но разным количеством протонов, называются изобарами.**

Например: ${}^{40}_{18}\text{Ar}$; ${}^{40}_{19}\text{K}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$

Так как относительная атомная масса любого химического элемента равна сумме количества нейтронов и протонов, здесь не должно быть дробного числа. Но поскольку у элемента существуют различные изотопы, то берется их среднее числовое значение. Вот почему для вычисления средней относительной атомной массы любого химического элемента используется нижеприведенная формула.

$$A_{\text{г(сред.)}} = \frac{\omega_1 \cdot A_{\text{г}_1} + \omega_2 \cdot A_{\text{г}_2} + \dots}{100}$$

ω – массовая доля (в процентах) распространения изотопа в природе.

Проверка знаний и способностей

1) ${}_p\text{X}^{n-}$, ${}_p\text{X}^{n+}$, ${}_p\text{X}^0$ Расположите атомы и ионы в ряду по возрастанию их радиусов

2) Определите изотопы.

Элементы	$N(\bar{e})$	$N(p)$
X^0	a	16
Y^0	16	b
Z^0	16	c
T^0	17	d

3) Сколько электронов имеется у иона X^{2+} ?

Ион	$N(p)$	$N(n)$	$A_r(X)$
X^{2+}	a	a+6	64

4) Сколько в целом можно получить сероводорода (H_2S) из имеющих различную относительную молекулярную массу изотопов водорода ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ и серы ${}^{32}_{16}\text{S}$, ${}^{33}_{16}\text{S}$, ${}^{34}_{16}\text{S}$?

5) Определите количество A_r , протонов (a) и нейтронов у X.

Ион	$N(\bar{e})$	$N(p)$	$N(n)$
X^-	36	a	a+10

6) Определите порядковый номер химического элемента, обладающего 10-ю заполненными орбиталями и 2-мя орбиталями с одинарным электроном.

7) Определите относительную среднюю атомную массу X.

Изотопы элемента	Распространение в природе (массовая доля в %)
X^{35}	75
X^{37}	25

8) Определите X. ($N_A \Rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$)

Элемент	Масса (в граммах)	Количество нейтронов в заданной массе
${}^{12}_6\text{C}$	2	X

9) Выберите изобары ${}_a^b\text{X}$, ${}_c^b\text{Y}$, ${}_a^e\text{Z}$, ${}_d^b\text{T}$.

10) Выберите изотопы ${}^{40}_{19}\text{X}$, ${}^{40}_{20}\text{Y}$, ${}^{39}_{19}\text{Z}$, ${}^{38}_{18}\text{T}$.

11) Определите относительную атомную массу другого изотопа меди, если массовая доля распространения в природе изотопа ${}^{63}\text{Cu}$ с относительной средней атомной массой 63,25 составляет 75%.



19. Строение электронного слоя атомов

Некоторые электроны в атомах движутся на более близком расстоянии от ядра. Несмотря на обладание ими сравнительно малым запасом энергии, они с еще большей силой притягиваются к ядру. Данные электроны ослабляют силу притяжения к ядру других электронов, создавая между ними препятствие. Электронное облако-орбиталь, созданное находящимися ближе всех к ядру электронами, образует первый электронный слой вокруг ядра. Электроны, движущиеся на сравнительно отдаленном от ядра расстоянии, образуют второй, третий и т.д. электронные слои. Электронные слои, отличающиеся друг от друга **по запасу энергии, называются энергетическими уровнями** (или электронными слоями). Расположенные на более высоком-отдаленном от ядра, энергетическом уровне электроны имеют более слабое притяжение к ядру и большой запас энергии.

Энергетические уровни (электронные слои), обозначаются числами. Электронные слои (энергетические уровни) отмечаются буквой «n» ($n=1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$).

На первых порах изучения строения атома предполагалось, что электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, обладают одинаковым запасом энергии. Дальнейшие исследования показали, что электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, отличаются друг от друга по значению своей энергии. На основе этого энергетические уровни были подразделены на подуровни, и все электроны, отличающиеся по значению своей энергии, были объединены в **энергетических подуровнях**. Энергетические подуровни обозначаются буквами **s, p, d, f**. На каждом энергетическом уровне имеется соответствующее его номеру количество подуровней. Следовательно, на первом энергетическом уровне один (s), на втором—два (s, p), на третьем—три (s, p, d), на четвертом — четыре **s, p, d, f** подуровня. Электронного слоя обладающего более 4-х (s, p, d, f) подуровней, не существует.

Помимо s-подуровня, каждый подуровень имеет расположенные по-разному в пространстве орбитали. Вследствие этого s-подуровень состоит лишь из 1-й орбитали, p-подуровень — из 3-х, d-подуровень — из 5-ти, f-подуровень — из 7-ми орбиталей.

Было установлено, что оба электрона, образующие одну и ту же орбиталь, отличаются лишь по спину (спин-вращение электрона вокруг своей оси). Расположенные на одной орбитали электроны с разными спинами схематически изображаются разнонаправленными стрелками в одной клетке.

Максимальное количество электронов и орбиталей в подуровнях представлено в следующем виде:

Подуровень		N(e) максимум	N (орбиталь)
s		2	1
p		6	3
d		10	5
f		14	7



На одной орбитали (клетке) могут находиться лишь два электрона с противоположными (антипараллельными) спинами.

Целое число n , показывающее номер энергетического уровня, называют главным квантовым числом. Главное квантовое число (n) характеризует запас энергии, которым обладают электроны энергетического уровня, и величину электронного облака-орбитали.

Число электронных слоев (энергетических уровней в атоме равно номеру периода в периодической системе, где расположен данный элемент.

В атомах элементов 1-го периода (H, He) имеется одно ($n=1$), 2-го периода (Li, Be, B, C, N, O, F, Ne) – два ($n=2$), 3-го периода (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar) – три ($n=3$), 4-го периода – четыре ($n=4$) и т.д. электронных слоя. Максимальное число электронов того или иного энергетического уровня (электронного слоя) вычисляется по формуле $N(e)_{\max}=2n^2$, а наибольшее число орбиталей – по формуле $N(\text{орбиталь})_{\max}=n^2$.

Таблица 10

Подразделение энергетических уровней на подуровни

Номер энергетического уровня (электронного слоя)	Подуровни энергетического уровня	Максимальное число электронов в подуровнях	Максимальное число электронов в энергетических уровнях	Максимальное число орбиталей в энергетических уровнях
1	1s	2	2	1
2	2s	2	8	4
	2p	6		
3	3s	2	18	9
	3p	6		
	3d	10		
4	4s	2	32	16
	4p	6		
	4d	10		
	4f	14		

Согласно данным таблицы 10, энергетические уровни можно выразить следующими формулами:



Отсюда видно, что в атомах ни одного из существующих элементов нет подуровней 1p, 2d, 2f, 3f.

Расположенные на самом отдаленном расстоянии от ядра электроны энергетических уровней (электроны наружного слоя) более слабо связаны с ядром. Их число может быть от 1 до 8. **Вследствие участия электронов наружного слоя в химических реакциях и создания ими химических связей их называют валентными электронами.**

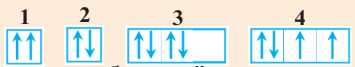
В подуровнях p и d электроны расположены по-одному, потом они составляют пары с электронами,двигающимися в противоположном направлении. Вот почему подобные



случаи невозможны



Проверка знаний и способностей

- 1) Какие из случаев расположения электронов в орбиталях неправильные? 
- 2) Определите максимальное число электронов и орбиталей, соответственно, в 3-ем и 4-ом электронном слое.
- 3) Определите порядковый номер элемента, имеющего 5 $\bar{e}$ в подуровне 3p.
- 4) Определите порядковые номера элементов с электронными формулами ...3s²3p⁴ и ...2s²2p².
- 5) Определите число электронов в последнем электронном слое атома X°, если у него имеется 16 $\bar{e}$.
- 6) Определите порядковый номер элемента, у которого последний подуровень 4p полностью заполнен.
- 7) Определите число одиночных электронов в последнем электронном слое атома X, если в его ядре содержится 14 протонов.
- 8) Определите порядковый номер элемента с электронным строением ...3d¹⁰4s².
- 9) Определите относительную атомную массу элемента с электронным строением ...3d⁵4s¹, если у него имеется 28 нейтронов.
- 10) Определите число нейтронов элемента с электронным строением ...3d¹⁰4s¹, у которого относительная атомная масса 64.
- 11) Определите общее число валентных электронов элемента с порядковым номером 16.
- 12) Определите общее число валентных электронов элемента с порядковым номером 14.

20. Последовательность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами. Электронные формулы атомов

Строение энергетических уровней, состоящих из образованных в результате движения электронов в атомах орбиталей, и последовательность заполнения этих уровней электронами объясняются квантовой теорией. Согласно данной теории, при переходе электронов с одного энергетического уровня на другой выделяются или поглощаются определенные порции (или кванты) энергии. Значение этой энергии характеризуется главным квантовым числом (n), выраженным целыми числами: 1, 2, 3, 4 и т.д. (знак (n) также обозначает номер энергетического уровня).

С какой же последовательностью эти электроны заполняют орбитали энергетических подуровней? Квантовой теорией было установлено, что заполнение орбиталей электронами идет по принципу минимума энергии. Это означает, что электроны сначала заполняют орбитали первого энергетического уровня, характеризующегося наименьшим (минимум) запасом энергии, далее они заполняют орбитали второго, третьего и т.д. уровней, обладающих сравнительно большими запасами энергии. Схема различения энергетических уровней и подуровней по их запасу энергии дана на рис. 3 (см. стр. 82).

При внимательном рассмотрении схемы можно заметить следующую последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в атомах:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d. Как видно из рис. 3, начиная с 4-го энергетического уровня после s-подуровня, электронами заполняются орбитали d-подуровня предыдущего энергетического уровня. Данный порядок распространяется и на 5-й и 6-й энергетические уровни.

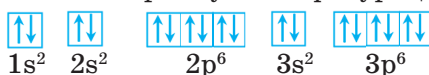
В вышеприведенных формулах числа указывают на номер электронного слоя, а буквами обозначены виды подуровней. Если в данных формулах



отметить и число электронов в орбиталях подуровней (справа над буквами), то эти формулы будут называться **электронными формулами атома**. Обозначение электронного строения атомов подуровнями (например: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \dots$) есть общая электронная формула атома.

Электронные формулы являются наиболее приемлемой формой выражения электронного строения атомов. Эти формулы отличаются лаконичностью и информативностью. По ним можно получить более всестороннюю и содержательную информацию относительно строения атома.

Схемы, показывающие форму расположения электронов по орбиталям каждого энергетического уровня, называют **электронной конфигурацией атома**. Так, например, на основе электронной формулы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ составим электронную конфигурацию атома:



Электронную конфигурацию атома также называют **графической электронной формулой**. Графические электронные формулы чаще всего используются при изучении строения наружного энергетического уровня атома. При записывании электронного строения элемента той или иной главной подгруппы следует пользоваться следующей последовательностью.

${}_pX$	1)	2)	3)	4)
$N(\bar{e})$	2	8	18	32
Подуровень	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
$N(\text{орбиталь})$	1	1+3	1+3+5	1+3+5+7

Задача 1. Определите электронную формулу элемента с порядковым номером 34.

Решение: Согласно вышеприведенной последовательности, если в 1-ом слое запишем $2\bar{e}$, во 2-ом слое $8\bar{e}$, в 3-ем слое $18\bar{e}$, то в 4-ом слое должны записать $6\bar{e}$. Потому что их сумма должна быть равна числу протонов.

${}_{34}X$	1)	2)	3)	4)
	2	8	18	6

$2\bar{e}$ из $6\bar{e}$ в 4-ом слое расположены в $4s$ -подуровне, а остальные $4\bar{e}$ — в $4p$ -подуровне. В таком случае, в краткой форме электронная формула

элемента записывается в виде $4s^2 4p^4$. Число электронных слоев (4) в атоме элемента показывает номер периода, в котором он расположен. Если в предпоследнем электронном слое того или иного элемента имеется 8 или $18\bar{e}$, то этот элемент является элементом главной подгруппы. Номер группы, в которой расположен элемент

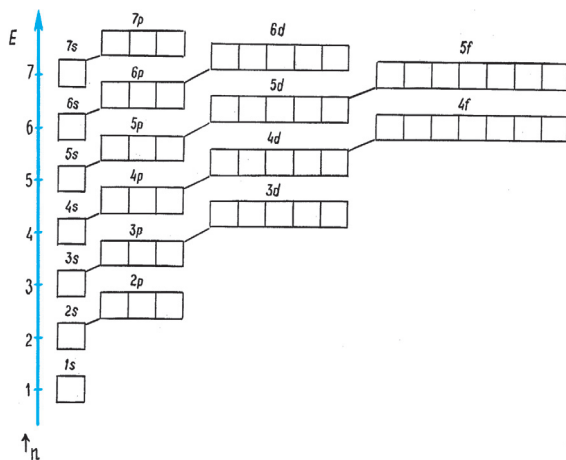


Рис. 3. Схематическое изображение энергетических уровней, подуровней и орбиталей атомов



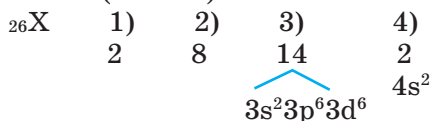
главной подгруппы, равен общему числу электронов последнего слоя. Значит, 34-ый элемент, электронное строение которого мы изучали, размещается в группе VI A 4-го периода.

Ни у одного из элементов, изученных по школьному курсу, в последнем электронном слое не бывает больше 8-ми электронов.

Если в атоме в предпоследнем электронном слое содержится в пределах 8–18 электронов, в таком случае, этот элемент относится к побочной подгруппе (B). Номер периода, в котором размещены эти элементы, также равен числу электронных слоев. А номер группы, в которой расположены элементы побочной подгруппы 4-го периода, определяется суммой электронов подуровней $3d^a 4s^b$. Если эта сумма меньше 8-ми, то полученное число бывает равным номеру группы, если же сумма равна 8-ми или больше 8-ми, то эти элементы размещаются в подгруппе VIII B. Здесь главное условие заключается в том, чтобы в $3d$ не было 10 электронов. Если в $3d$ будет 10 $\bar{e}$, то номер группы определяется числом электронов в $4s$.

Задача 2. Определите в периодической системе место элемента с порядковым номером 26.

Решение: Действуя как и в задаче 1, записываем в 1-ом слое $2\bar{e}$, во 2-ом слое $8\bar{e}$, но в 3-ем слое записать $26-(2+8)=16$ невозможно. В таком случае, оставив 3-й слой пустым, записываем $2\bar{e}$ в 4-ый слой, а оставшиеся $20-(2+8+2)=14\bar{e}$ – в 3-ий слой. Тогда:

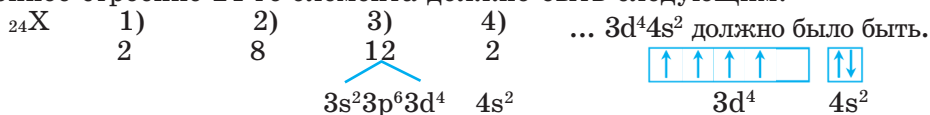


Краткая электронная формула $\dots 3d^6 4s^2$ размещается в 4-ом периоде, в группе $(6+2=8)$ VIII B.

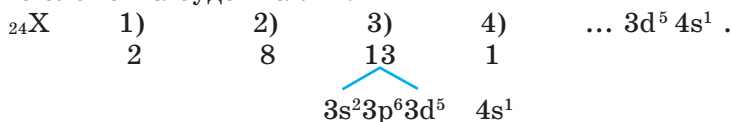
Из изученных по школьному курсу элементов побочной подгруппы 4-го периода это правило нарушается лишь в элементах ${}_{24}\text{Cr}$ и ${}_{29}\text{Cu}$.

Задача 3. Определите период и группу, в которых расположен элемент с порядковым номером 24.

Решение: Если действовать как и при решении задачи 2, то электронное строение 24-го элемента должно быть следующим:



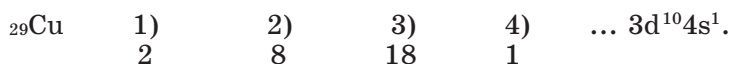
Однако это не так, один из электронов в $4s$ переходит в $3d$ (т.е. происходит электронный скачок). В таком случае, электронное строение этого элемента будет таким:



Элемент размещается в 4-ом периоде, группа $(1+5=6)$ VI B.

Такой электронный скачок происходит и в элементе с порядковым номером 29.





Если в краткой электронной формуле того или иного элемента 3d не указывается, то это элемент главной подгруппы, а если указывается и в нем содержится электрон, тогда этот элемент относится к побочной подгруппе.

Таблица 11

Краткая электронная формула элементов главной подгруппы

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	ns ¹	ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
N(одинарный электрон)	1	0	1	2	3	2	1	0

Семейство элементов, куда входит тот или иной элемент, определяется подуровнем, где размещается последний электрон атома этого элемента. Как видно из таблицы 11, элементы групп I A (H, Li, Na, K, Rb, Cs), II A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) и He это s-элементы, элементы же групп III A — VIII A — p-элементы. А Cu, Zn, Cr, Fe, Mn, Ag, Hg и др. d-элементы.

Задача 4. Определите а, b и с.

Ионы	N(ē)	Семейство, куда входит элемент
X ²⁺	18	a
Y ³⁺	10	b
Z ²⁺	24	c

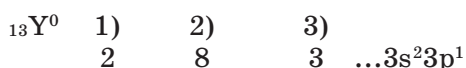
	a	b	c
A)	s	d	p
B)	d	s	p
C)	s	p	d
D)	d	p	s
E)	p	s	d

Решение:

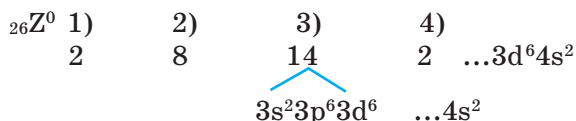
$$p(X^{2-}) = e + \text{заряд} = 18 + 2 = 20$$



$$p(Y^{3-}) = e + \text{заряд} = 10 + 3 = 13$$



$$p(Z^{2+}) = e + \text{заряд} = 24 + 2 = 26$$



Следовательно, X—s-элемент, Y—p-элемент, а Z—d-элемент. Ответ: C

Проверка знаний и способностей

1) Какие из элементов X, Y, Z и T относятся к главной подгруппе?

Элементы	Порядковый номер
X	20
Y	25
Z	13
T	22

2) Сколько всего одинарных электронов содержится в атомах X, Y и Z?

Элементы	Порядковый номер
X ⁰	11
Y ⁰	26
Z ⁰	25



3) Определите a, b, c и d.

Атомы	Порядковый номер	Семейство, куда входит элемент
X	17	a
Y	20	b
Z	22	c
T	13	d

5) Определите период (a) и группу расположения Y.

Ион	Период, в котором размещается элемент	Электронная формула иона
X^{+2}	IV	$\dots ns^2np^6$
Y^-	a	$\dots ns^2np^6$

4) Какие из элементов X, Y и Z являются элементами главной подгруппы?

Элементы	Электронная формула
X^0	$\dots 3d^54s^1$
Y^0	$\dots 4s^24p^0$
Z^0	$\dots 3s^23p^5$

6) Какие из элементов X, Y и Z расположены в группе VIII В?

Ионы	Число электронов
X^{2+}	24
Y^{2+}	18
Z^{3+}	21

7) Выберите элементы, имеющие наибольшее число одинарных электронов в нормальном состоянии.

- 1) ${}_{11}\text{Na}$ 2) ${}_{13}\text{Al}$ 3) ${}_7\text{N}$ 4) ${}_{14}\text{Si}$ 5) ${}_{15}\text{P}$ 6) ${}_{17}\text{Cl}$

8) Определите порядковый номер X, если сумма $a+b$ составляет максимум.

Нейтральный атом	Электронная формула
X	$3s^a3p^b$

9) Во скольких орбиталях элемента, имеющего в нормальном состоянии в 3d- подуровне 5 $\bar{e}$, содержатся электроны?

- a) 15 b) 8 c) 10 d) 9 e) 11

10) Определите порядковый номер x, если алгебраическая сумма $a+b$ составляет минимум.

- a) 10 b) 12 c) 11 d) 20 e) 13

Нейтральный атом	Электронная формула
X	$3s^a3p^b$

11) Какой подуровень у элементов 3-го периода отсутствует?

- 1) 2p 2) 3s 3) 2d 4) 3p 5) 3f 6) 2s

12) Расположите нижеприведенные подуровни в последовательном порядке их заполнения.

- 1) 3s 2) 2p 3) 4s 4) 3d 5) 2s

13) Определите семейство элементов, куда входит элемент с порядковым номером 28.

- a) s b) p c) d d) f

14) Укажите ряд элементов с возрастающим числом одинарных электронов в нормальном состоянии.

- a) Y, T, X, Z b) Y, X, T, Z
c) Y, Z, T, X d) Z, X, Y, T
e) X, Z, Y, T

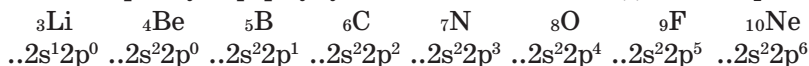
Элемент	Порядковый номер
X	15
Y	30
Z	24
T	26



21. Электронное строение элементов I—IV периодов

При изучении темы 17 вы узнали, что в 1-ом периоде содержатся два элемента (${}^1_1\text{H}$, ${}^4_2\text{He}$). В атомах каждого из них имеются один электронный слой и один подуровень. Поэтому электронное строение обоих этих элементов можно выразить как $1s^a$.

В атомах всех элементов 2-го периода (${}^3_3\text{Li}$, ${}^4_4\text{Be}$, ${}^5_5\text{B}$, ${}^6_6\text{C}$, ${}^7_7\text{N}$, ${}^8_8\text{O}$, ${}^9_9\text{F}$, ${}^{10}_{10}\text{Ne}$) имеются два электронных слоя. В нормальном состоянии их электронное строение или электронную формулу можно записать в виде $1s^2 2s^a 2p^b$.

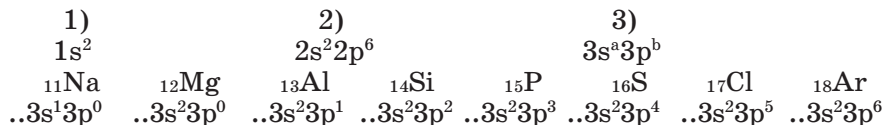


N

(одинарный электрон)

1 0 1 2 3 2 1 0

В 3-ем периоде также имеется 8 элементов (${}^{11}_{11}\text{Na}$, ${}^{12}_{12}\text{Mg}$, ${}^{13}_{13}\text{Al}$, ${}^{14}_{14}\text{Si}$, ${}^{15}_{15}\text{P}$, ${}^{16}_{16}\text{S}$, ${}^{17}_{17}\text{Cl}$, ${}^{18}_{18}\text{Ar}$). У всех этих элементов тоже атомы обладают 3-мя электронными слоями. В нормальном состоянии их электронные формулы в общем виде можно выразить как $1s^2 2s^2 2p^6 3s^a 3p^b 3d^0$ и у всех у них 3d-подуровень является незаполненным.

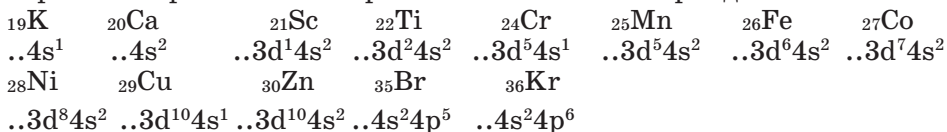


N

(одинарный электрон)

1 0 1 2 3 2 1 0

В 4-ом периоде имеется 18 элементов, в атоме каждого из них существует по 4 электрооного слоя. Электронное строение этих элементов в нормальном состоянии в общем виде можно выразить как $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^a 4s^b 4p^c$. У всех элементов побочной подгруппы 4-го периода имеется стабильное количество — 12p-электронов. Рассмотрим электронное строение некоторых элементов 4-го периода.



Из них ${}^{19}_{19}\text{K}$, ${}^{20}_{20}\text{Ca}$, ${}^{35}_{35}\text{Br}$, ${}^{36}_{36}\text{Kr}$ — являются элементами главной подгруппы, а остальные — побочной подгруппы (т.е. d-элементы).

На основе краткой электронной формулы любого элемента можно определить период и группу, в которых размещен этот элемент.

Задача 1. Определить место в периодической системе элемента с электронным строением ... $4s^2 4p^3$.

Решение: Цифра, расположенная перед последним подуровнем в кратком электронном строении любого элемента, указывает на номер периода, в котором он размещается. Значит, этот элемент размещен в 4-ом периоде. Если в электронной формуле электроны 3d не указаны, то это означает, что элемент расположен в главной подгруппе. Номер группы равен сумме s- и p-электронов.



Следовательно, этот элемент $(2+3)=5$; находится в подгруппе VA.

Задача 2. Определите место в периодической системе элемента с электронным строением $\dots 3d^6 4s^2$.

Решение: Как и в задаче 1, определяем номер периода. Данный элемент находится в 4-ом периоде.

На основе правила определения группы расположения элементов побочной подгруппы, изученного в 20-й теме, следует сложить число $3d$ и 4 s -электронов. Если полученная сумма равна и больше 8-ми (главное условие заключается в том, чтобы в $3d$ не было 10 e^-), в таком случае этот элемент размещается в подгруппе VIII B. Данный элемент находится в подгруппе VIII B, так как здесь тоже $6+2=8$.

Обобщая вышесказанное, можно прийти к выводу о том, что в пределах любого периода, число электронных слоев (энергетических уровней) постоянны, номер группы является равным числу электронов (валентных электронов) постоянного наружного слоя в любой главной подгруппе.

Если известны период или группа размещения элемента в таблице периодической системы, то можно определить его порядковый номер (число протонов и электронное строение).

Задача 3. Определите порядковый номер (число протонов), а при наличии 30 нейтронов – и относительную атомную массу элемента, расположенного в побочной подгруппе VIII B 4-го периода (для $3d^a 4s^b$: $a+b=8$).

Решение: Электронное строение элементов побочной подгруппы 4-го периода имеет следующую форму: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^a 4s^b$. Из элементов побочной подгруппы 4-го периода лишь в наружном электронном слое Cr и Cu, т.е. в $4s$ имеется по 1 электрону, а в остальных – по 2 электрона. В таком случае, $b=2$, $a+2=8$, $a=6$. Значит, данный элемент обладает электронным строением $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Если мы сложим число электронов в них, то получится 26 e^- , т.е. 26 протонов. После установления количества протонов можно определить относительную атомную массу элемента. $A_r = p + n = 26 + 30 = 56$

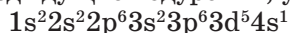
Задача 4. Определите относительную атомную массу X.

Элемент	Положение в периодической системе		N (нейтрон)
	период	группа	
X	4	IVB	26

Решение: Только у элементов (${}_{24}\text{Cr}$ и ${}_{29}\text{Cu}$), расположенных в подгруппах VI B и I B 4-го периода, в наружном электронном слое имеется $4s^1$ -электрон. У остальных элементов в наружном электронном слое содержится $4s^2$ -электрон. В таком случае, согласно электронному строению элементов побочной подгруппы 4-го периода, $b=2$. Тогда $a+2=4$; $a=2$. На основе этого, электронное строение X будет в виде $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$, а если сложим число электронов, то получится 22 e^- , т.е. 22 протонов. В таком случае, $A_r = p + n = 22 + 26 = 48$

Задача 5. Сколько орбиталей элемента с электронным строением $\dots 3d^5 4s^1$ имеют электроны?

Решение: Из предыдущих занятий нам известно, что в s -подуровне имеется 1, p -подуровне – 3, в d -подуровне – 5 орбиталей. Записав вместо точек предыдущие подуровни, укажем под ними число их орбиталей и сложим их.



$1+1+3+1+3+5+1=15$ орбиталей.



Проверка знаний и способностей

- 1) Какими элементами могут быть X, Y и Z? 2) Определите относительную атомную массу X.

Нейтральные атомы	Электронные формулы
X	$\dots 3s^a 3p^b 3d^0$
Y	$\dots 3s^a 3p^0$
Z	$\dots 3d^a 4s^b$

Элемент	Положение в периодической системе		N (нейтроны)
	период	группа	
X	4	VIB	28

- 1) ${}_{17}\text{Cl}$ 2) ${}_{26}\text{Fe}$ 3) ${}_{20}\text{Ca}$ 4) ${}_{15}\text{P}$ 5) ${}_{12}\text{Mg}$

- 3) Определите порядковый номер элементов X.

Элемент побочной подгруппы IV периода	Общее число электронов в его атоме		
	s- электроны	p- электроны	d- электроны
X	a	a+4	a-2

- 4) Определите порядковый номер X, Y и Z.

Ионы	Электронные формулы
X^{2+}	$\dots 3d^4$
Y^{3+}	$\dots 2p^6$
Z^{2+}	$\dots 3d^9$

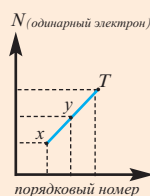
- 5) Определите, в какой группе в таблице периодической системы размещены элементы X, Y и Z, если $n=3$.

Элементы	Электронные формулы
X	$\dots nd^{10}(n+1)s^1$
Y	$\dots nd^{10}(n+1)s^2$
Z	$\dots nd^6(n+1)s^2$

- 6) Каким максимально может быть порядковый номер X?

Элементы	Число электронных слоев в атоме	Число пустых орбиталей в атоме в нормальном состоянии
X	3	5

- 7) Определите а) порядковый номер; б) число одинарных электронов; с) группу элемента с электронным строением $\dots 2s^a 2p^b$, если в его атоме сумма $a+b$ максимальная.



- 8) Какие из нижеприведенных элементов согласно графику, могут быть X, Y, T?

- 1) ${}_{24}\text{Cr}$ 2) ${}_{11}\text{Na}$ 3) ${}_{14}\text{Si}$

- 9) Определите а) период; б) группу элемента с электронным строением $\dots 3d^a 4s^b$, если сумма $a+b$ в нем минимальная и отсутствует одинарный электрон.

- 1) 2 2) IVA 3) 4 4) ПА 5) ПАА 6) 3

- 10) Определите а) период; б) группу расположения элемента с электронным строением $\dots 3d^8 4s^2$ в периодической системе.

- 1) 3 2) IVB 3) 4 4) VIB 5) VIIIB 6) 5



22. Стационарное (нормальное) и возбужденное состояние атомов

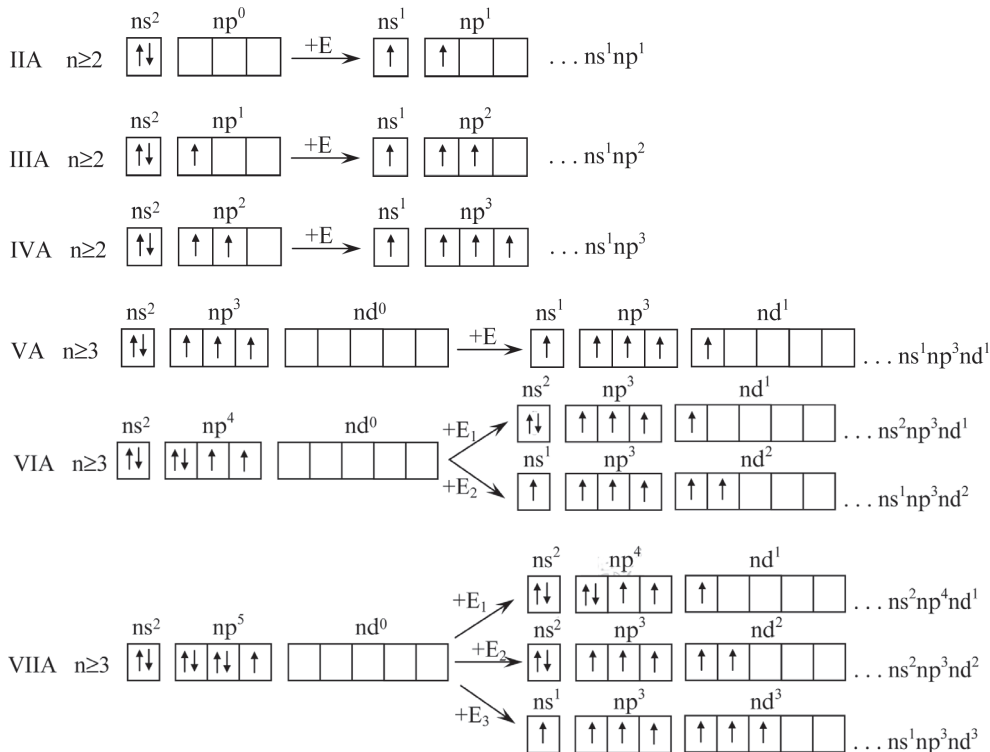
Если у того или иного атома в энергетическом слое, в котором имеется электрон, отсутствует пустая орбиталь, то этот атом не может быть возбужденным. Например, так как у элементов 2-го периода ${}^7\text{N}$, ${}^8\text{O}$, ${}^9\text{F}$ отсутствует пустая орбиталь, они не могут возбуждаться и поэтому поскольку число одинарных электронов у них не меняется, они не могут проявлять валентность, соответствующую номеру их группы.

Группа	V A 7N	VI A 8O	VII A 9F
Валентность, которую они проявляют в соединениях	...2s ² 2p ³ III, IV	...2s ² 2p ⁴ II, III	...2s ² 2p ⁵ I

Атомы же, имеющие пустую орбиталь, могут возбуждаться. Элементы группы II A обладают электронным строением ns^2np^0 , группы III A – ns^2np^1 , группы IV – ns^2np^2 , группы V A – $ns^2np^3nd^0$, группы VI – $ns^2np^4nd^0$, группы VII A – $ns^2np^5nd^0$.

Нормальное состояние

Возбужденное состояние



Из вышеприведенных схем видно, что пока электроны, р- подуровней не становятся одинарными, электроны s- подуровней тоже не могут стать одинарными. Значит, состояние возбуждения $ns^1 np^4 nd^1$, $ns^1 np^4 nd^2$, $ns^1 np^4 nd^3$, $ns^2 np^2 nd^1$ при $n \geq 3$ невозможно.



Элементы, имеющие в нормальном состоянии наибольшее число неспаренных (одинарных) электронов, размещены в группе V A (например, в элементах ${}^7\text{N}$, ${}^{15}\text{P}$ имеется 3 одинарных электрона). В возбужденном состоянии максимальное число неспаренных (одинарных) электронов бывает у элементов, размещенных в группе VII A в элементах (${}^{17}\text{Cl}$, ${}^{35}\text{Br}$, ${}^{53}\text{I}$ — имеется 7 одинарных электронов). В элементах групп II A и VIII A в нормальном состоянии одинарные электроны отсутствуют.

В ходе возбуждения элементов групп II A — VII A при каждом возбуждении число одинарных электронов увеличивается на 2 единицы.

У элементов групп II A — VA бывает 1, у элементов группы VI A — 2, у элементов группы VII A — 3 состояния возбуждения и, соответственно этому, энергии возбуждения. Валентность проявляемая тем или иным элементом в соединениях (кроме F, O, N), равна числу одинарных электронов в состоянии возбуждения.

Элементы главной подгруппы	Энергии возбуждения
X	E_1
Y	E_1, E_2
Z	E_1, E_2, E_3

Элементы, имеющие две энергии возбуждения (E_1, E_2), расположены в группе VI A, элементы же, у которых три энергии возбуждения (E_1, E_2, E_3) — в группе VII A.

Элементы	Электронное строение
X	$\dots 2s^2 2p^1$
Y	$\dots 2s^2 2p^5$
Z	$\dots 2s^2 2p^3$

Задача 1. На основе таблицы определите группу расположения элементов.

Решение: Элемент, у которого одна энергия возбуждения (E_1), может размещаться в группе II A — V A.

Задача 2. Какие элементы не могут возбуждаться?

Решение: ${}^7\text{N}(Z)$ ${}^9\text{F}(Y)$ ${}^5\text{B}(X)$
 $\dots 2s^2 2p^3$ $\dots 2s^2 2p^5$ $\dots 2s^2 2p^1$

Так как Y и Z не имеют пустых орбиталей, они не могут возбуждаться. Поэтому ответ будет: Y и Z.

Проверка знаний и способностей

1) У каких элементов при возбуждении число одинарных электронов не меняется?

1) ${}^{16}\text{S}$ 2) ${}^9\text{F}$ 3) ${}^{17}\text{Cl}$ 4) ${}^7\text{N}$ 5) ${}^{15}\text{P}$ 6) ${}^8\text{O}$

2) Какие элементы не могут проявить валентность в соответствии с номером своей группы?

1) ${}^8\text{O}$ 2) ${}^{11}\text{Na}$ 3) ${}^9\text{F}$ 4) ${}^{19}\text{K}$ 5) ${}^7\text{N}$ 6) ${}^{20}\text{Ca}$

3) Какие элементы не могут возбуждаться при $n=2$?

Нейтральный атом	Электронная формула
X	$ns^2 np^3$
Y	$ns^2 np^5$
Z	$ns^2 np^1$
T	$ns^2 np^4$
E	$ns^2 np^2$

4) Определите сумму $a+b+c$, если X имеет три состояния возбуждения.

Нейтральный атом	Электронная формула
X	$ns^a np^b nd^c$

5) В соединениях каких элементов самая высокая валентность меньше количества валентных электронов?

1) ${}^{17}\text{Cl}$ 2) ${}^8\text{O}$ 3) ${}^{16}\text{S}$ 4) ${}^9\text{F}$ 5) ${}^{15}\text{P}$ 6) ${}^7\text{N}$



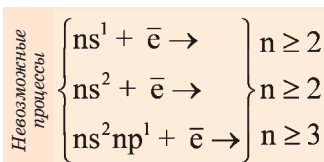
6) В какой группе размещены элементы, у которых в возбужденном состоянии число одинарных электронов достигает максимума?

7) В атомах каких элементов главной подгруппы в нормальном состоянии отсутствуют одинарные электроны?

8) На сколько единиц увеличивается число одинарных электронов при каждом возбуждении в том случае, если атом элемента возбуждается?

9) Определите а) период; б) группу; в) число одинарных электронов в нормальном состоянии в атоме элемента с электронным строением $\dots 3d^a 4s^b$, имеющего в своем атоме 3 пустых орбиталей.

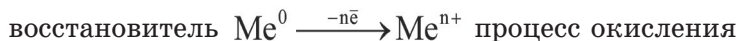
23. Определение свойств элемента на основе строения атома



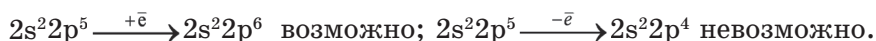
Элементы, первых четырех периодов у которых в нейтральном состоянии в наружном электронном слое имеются 1, 2 и 3 электрона (кроме $1s^1$ — H, $1s^2$ — He, $2s^2 2p^1$ — В), — это металлы. В ходе химических реакций металлы всегда отдают электрон; в нейтральном

состоянии атом металла никогда не принимает электрон.

Процесс отдачи электронов металлами называется окислением. Значит, при вступлении металлов в реакцию в нейтральном состоянии они всегда окисляются. Окисляющиеся элементы являются восстановителями. Т.е. те элементы, которые отдают электрон, становятся восстановителями.



Элементы, первых четырех периодов у которых в наружном электронном слое содержится более 3-х электронов, а также H, В — неметаллы. Из неметаллов лишь фтор ($2s^2 2p^5$ — F) во всех реакциях получает электрон, в свободном состоянии он никогда не отдает электрон. Вот почему:



Так как фтор при вступлении в реакцию в свободном состоянии всегда принимает электрон, он восстанавливается и бывает только окислителем. Значит, процесс получения электрона называется процессом восстановления.



Отсюда видно, что в свободном состоянии фтор никогда не может быть восстановителем. Остальные же неметаллы (В, Н, С, Si, О, N, Cl, Br, I, S, Р) являются как окислителями, так и восстановителями.

Покажем вышесказанное на примере таблицы 12.



Таблица 12

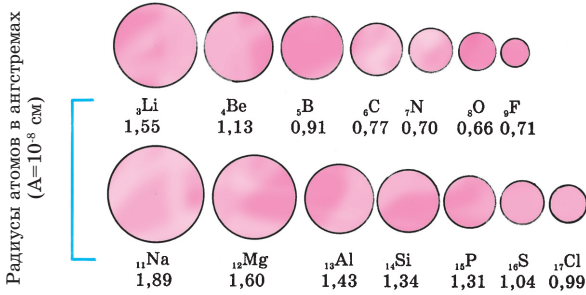
Элементы с постоянной валентностью, только окислители

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	${}^1\text{H}$ $1s^1$							He $1s^2$
2	${}^3\text{Li}$ $2s^1$	${}^4\text{Be}$ $2s^2$	${}^5\text{B}$ $2s^2 2p^1$	${}^6\text{C}$ $2s^2 2p^2$	${}^7\text{N}$ $2s^2 2p^3$	${}^8\text{O}$ $2s^2 2p^4$	${}^9\text{F}$ $2s^2 2p^5$	${}^{10}\text{Ne}$ $2s^2 2p^6$
3	${}^{11}\text{Na}$ $3s^1$	${}^{12}\text{Mg}$ $3s^2$	${}^{13}\text{Al}$ $3s^2 3p^1$	${}^{14}\text{Si}$ $3s^2 3p^2$	${}^{15}\text{P}$ $3s^2 3p^3$	${}^{16}\text{S}$ $3s^2 3p^4$	${}^{17}\text{Cl}$ $3s^2 3p^5$	${}^{18}\text{Ar}$ $3s^2 3p^6$
4	${}^{19}\text{K}$ $4s^1$	${}^{20}\text{Ca}$ $4s^2$					${}^{35}\text{Br}$ $4s^2 4p^5$	${}^{36}\text{Kr}$ $4s^2 4p^6$
5	${}^{37}\text{Rb}$ $5s^1$	${}^{38}\text{Sr}$ $5s^2$					${}^{53}\text{I}$ $5s^2 5p^5$	${}^{54}\text{Xe}$ $5s^2 5p^6$
6	${}^{55}\text{Cs}$ $6s^1$	${}^{56}\text{Ba}$ $6s^2$						

Благородные газы,
соединения не образуют.

Элементы с постоянной валентностью, только восстановители (кроме $1s^1$, $1s^2$, $2s^2 2p^1$) являются металлами.

Элементы с переменной валентностью, являются как окислителями, так и восстановителями.



Из таблицы 12 видно, что по мере возрастания порядкового номера элементов периода (слева направо) их металлические свойства ослабевают (способность отдавать электрон), а неметаллические свойства — усиливаются (способность принимать электрон). Т.е.

восстановительные свойства уменьшаются, а окислительные свойства — возрастают. Вам уже известно, что в атомах элементов любого периода имеется одинаковое количество электронных слоев. По мере увеличения числа электронов внешнего слоя с возрастанием порядкового номера элементов в периодах (слева направо), эти электроны, вследствие образовавшейся во внешнем слое электронной плотности, еще сильнее притягиваются к ядру. За счет этого радиусы атомов уменьшаются. Расстояние между ядром и последним электронным облаком называется радиусом атома, по мере продвижения слева направо в периодах радиус атома уменьшается.

Значит, ослабление металлических свойств и усиление неметаллических свойств элементов по мере возрастания их порядковых номеров (слева направо) в периодах периодической системы также связаны с постепенным уменьшением радиусов атомов. В главных же подгруппах с продвижением сверху вниз по мере увеличения — числа электронных слоев последний электрон отдалается от ядра. Благодаря этому, радиус



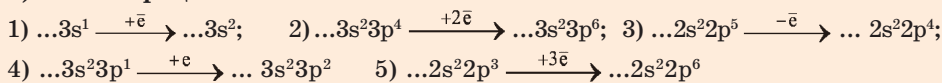
атома увеличивается. Значит, в главных подгруппах усиление металлических свойств (восстановительные свойства, способность отдавать электрон) и ослабление неметаллических свойств (окислительные свойства, способность принимать электрон) элементов по мере возрастания их порядковых номеров (сверху вниз) связаны с увеличением радиусов атомов в указанном направлении.

У элементов большого периода, с малым количеством электронов в наружном электронном слое (с малым порядковым номером в данном периоде) радиус элемента, его металлические свойства, способность отдавать электроны, восстановительные свойства бывают более сильными. У элементов малого периода, с большим количеством электронов в наружном электронном слое (кроме благородных газов) радиус бывает малым, а неметаллические и окислительные свойства, способность принимать электроны – более высокие.

Подытоживая вышесказанное, можно прийти к следующему выводу. На основе электронного строения атома можно определить, к какому семейству элементов относится элемент, является ли его валентность постоянной или переменной, выяснить окислительные или восстановительные свойства элемента, а также металл это или неметалл.

Проверка знаний и способностей

1) Какие процессы невозможны?



2) Какие элементы металлы?

3) Какими элементами может быть X?

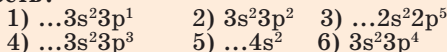
Элементы	Электронное строение	Заряженные частицы	Электронное строение
X	$\dots 2s^2 2p^2$	X^{n-}	$\dots 3s^2 3p^6$
Y	$\dots 3s^2 3p^1$	X^{m+}	$\dots 2s^2 2p^6$
Z	$\dots 4s^2$		
T	$\dots 3d^0 4s^1$		

1) ${}_{11}\text{Na}$ 2) ${}_{15}\text{P}$ 3) ${}_{9}\text{F}$ 4) ${}_{16}\text{S}$ 5) ${}_{8}\text{O}$ 6) ${}_{17}\text{Cl}$
7) ${}_{13}\text{Al}$ 8) ${}_{14}\text{Si}$

4) Какие элементы не могут быть окислителями?

Элементы	Электронное строение
X	$\dots 2s^2 2p^2$
Y	$\dots 4s^2$
Z	$\dots 3s^2 3p^5$
T	$\dots 3s^2$

5) Какие из элементов с нижеприведенными электронными формулами проявляют а) постоянную; б) переменную валентность?

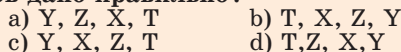


6) Какие из элементов с нижеприведенными электронными формулами не могут быть восстановителями?



Группа \ Период	IIIA	IVA	VA
2		X	
3	Y		T
4		Z	

7) В каком случае возрастание восстановительных свойств элементов дано правильно?



8) Определите соответствие.

Свойство элемента

- 1) только восстановитель
- 2) и окислитель, и восстановитель
- 3) только окислитель

Электронная формула

- a) $\dots 2s^2 2p^5$
- b) $\dots 3s^1$
- c) $\dots 3s^2 3p^4$
- d) $\dots 4s^2$
- e) $\dots 2s^2 2p^6$

9) Расположите элементы с нижеприведенными электронными строениями в порядке возрастания их окислительных способностей:

- 1) $\dots 2s^2 2p^5$
- 2) $\dots 3s^2 3p^1$
- 3) $\dots 2s^2 2p^3$
- 4) $\dots 3s^2 3p^2$
- 5) $\dots 3s^2 3p^5$

10) Определите соответствие.

Проявленная валентность

Электронная формула

- 1) постоянная
- 2) переменная
- a) $\dots 2s^2 2p^3$
- b) $\dots 2s^2 2p^5$
- c) $\dots 3s^2 3p^4$
- d) $\dots 3s^2 3p^1$
- e) $\dots 4s^2$

11) Определите соответствие.

Процесс

- 1) окисления
- 2) восстановления
- a) $\dots 2s^2 2p^5 \xrightarrow{+1\bar{e}}$
- b) $\dots 3s^2 3p^4 \xrightarrow{-6\bar{e}}$
- c) $\dots 2s^2 2p^4 \xrightarrow{+2\bar{e}}$
- d) $\dots 4s^2 \xrightarrow{-2\bar{e}}$
- e) $\dots 2s^2 2p^3 \xrightarrow{+3\bar{e}}$

12) Какие процессы невозможны?

- 1) $\dots 3s^1 \xrightarrow{+1\bar{e}}$
- 2) $\dots 2s^2 2p^5 \xrightarrow{+1\bar{e}}$
- 3) $\dots 4s^2 \xrightarrow{+2\bar{e}}$
- 4) $\dots 2s^2 \xrightarrow{-2\bar{e}}$
- 5) $\dots 2s^2 2p^5 \xrightarrow{-1\bar{e}}$
- 6) $\dots 2s^2 2p^3 \xrightarrow{+3\bar{e}}$

24. Периодичность свойств элементов.

Значение периодического закона

Электронное строение атома определяет не только место элемента в периодической системе, но и его важнейшие свойства – размеры (радиус), энергию ионизации и электроотрицательность, свойство притяжения к себе электронов, т.е. свойство получения электронов.

По мере возрастания порядковых номеров элементов, в изменениях свойств атомов также наблюдается периодичность.

Радиусом атома называется расстояние от его ядра до электрона, расположенного на самом большем удалении от него (измеряется в нанометрах). В направлении слева направо в периодах радиус атомов уменьшается. Это объясняется тем, что с возрастанием заряда ядра увеличивается и сила притяжения электронов к ядру. В направлении сверху вниз в подгруппах радиусы атомов увеличиваются. Это связано с образованием новых энергетических уровней (электронных слоев) в атоме по мере возрастания заряда ядра в подгруппе. Радиус нейтрального атома элемента меньше радиуса его отрицательно заряженного иона и больше радиуса его положительно заряженного иона. Число постоянных протонов и нейтронов в частицах с разными зарядами одного и того же элемента является его относительной атомной массой, а радиус и число электронов меняются.

$$\begin{array}{ccc}
 {}^A_Z X^{a+} & {}^A_Z X^0 & {}^A_Z X^{b-} \\
 N(\bar{e}) = N(p) - a & N(p) = N(\bar{e}) & N(\bar{e}) = N(p) + b \\
 \text{Радиус} & r(X^{a+}) < r(X^0) < r(X^{b-}) &
 \end{array}$$



В направлении слева направо в периодах в результате более сильного притяжения электронов ядром возрастает энергия ионизации.

Энергия, которая необходима для отщепления одного электрона от атома, находящегося в нейтральном состоянии, называется энергией ионизации. В направлении сверху вниз в подгруппах в результате удаления наружных электронов от ядра энергия ионизации уменьшается. Энергия ионизации тесно связана с химическими свойствами элементов. Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее будет проявляться металлическое свойство элемента.

Химическая инертность благородных газов объясняется их высокой энергией ионизации.

Если в наружном электронном слое атома имеется несколько электронов, то для отщепления каждого из них тратится определенная энергия. Эти энергии меняются в последовательности $E_1 < E_2 < E_3$ и т.д. E_1 — это энергия, которая тратится для отщепления 1-го электрона (расположенного в самом большом отдалении от ядра), остальные же для отщепления других электронов. Энергии, которые тратятся для отщепления электронов наружного электронного слоя, мало отличаются друг от друга, а энергия, потраченная для отщепления электронов других электронных слоев, сильно отличается от энергии наружных электронов. По значению энергий ионизации и пределу из резких отличий можно определить, сколько электронов содержится во внешнем электронном слое атома элемента. Например: согласно пределу энергий ионизации $E_1 < E_2 \ll E_3 < E_4$, можно утверждать, что в наружном электронном слое элемента имеется 2 электрона (E_1 и E_2 обладают энергиями ионизации).

Свойство атома притягивать к себе связующие электроны из соединений называется электроотрицательностью. Обычно элементы характеризуются относительной электроотрицательностью (ЭО). Для этого за единицу ЭО принята относительная электроотрицательность лития ЭО (Li)=1.

С возрастанием порядкового номера (слева направо) относительная электроотрицательность в периодах растет, а в группах (сверху вниз) уменьшается. Чем выше относительная электроотрицательность, тем сильнее у элемента проявляется неметаллическое (окислительное) свойство.

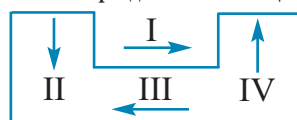
I — направление слева направо по периодам

II — направление сверху вниз по группам

III — направление справа налево по периодам

IV — направление снизу вверх по группам

Схема периодической таблицы



Свойства, изменяющиеся по I–IV направлениям		Свойства, изменяющиеся по II–III направлениям	
Возрастающие	Уменьшающиеся	Возрастающие	Уменьшающиеся
Неметаллические, окислительные свойства, энергия ионизации, способность принимать электроны, электроотрицательность	Металлические, восстановительные свойства, радиус атома, способность отдавать электроны	Металлические, восстановительные свойства, радиус атома, способность отдавать электроны	Неметаллические, окислительные свойства, энергия ионизации, электроотрицательность



Из представленной на 4-ой странице обложки учебника периодической таблицы химических элементов видно, что в направлении слева направо по периодам валентности элементов в летучих водородных соединениях уменьшаются с IV до I, а в оксидах — возрастают с I до VII.

У оксидов же и гидроксидов элементов свойства меняются как показано нижеприведенной таблице.

Периоды	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	Li ₂ O основ- ный оксид	BeO амфотерный оксид	B ₂ O ₃ кислотный оксид	CO ₂ кислот- ный оксид	NO ₂ кислот- ный оксид	—	—
	LiOH щелочь	Be(OH) ₂ амфотерный гидроксид	H ₃ BO ₃ кислота	H ₂ CO ₃ кислота	HNO ₃ кислота		
3	Na ₂ O основ- ный оксид	MgO основный оксид	Al ₂ O ₃ амфотерный оксид	SiO ₂ кислот- ный оксид	P ₂ O ₅ кислот- ный оксид	SO ₃ кислот- ный оксид	Cl ₂ O ₇ кислот- ный оксид
	NaOH щелочь	Mg(OH) ₂ нерастворимое в воде основание	Al(OH) ₃ амфотер- ный оксид	H ₂ SiO ₃ кислота	H ₃ PO ₄ кислота	H ₂ SO ₄ кислота	HClO ₄ кислота
4	K ₂ O основ- ный оксид	CaO основный оксид	Как видно из таблицы, в направлении слева направо по периодам свойство оксидов меняется в последовательном порядке: основание → амфотерность → кислота. Соответствующие оксидам свойства гидратов меняются в последовательном порядке: щелочь → амфотерный гидроксид → кислота. В направлении сверху вниз по группам основность возрастает.				
	KOH щелочь	Ca(OH) ₂ щелочь					

Значение периодического закона. Периодический закон и периодическая система элементов оказали огромное влияние на развитие химической науки. На основе этого закона значительно ускорилось открытие новых элементов, более понятными и доступными стали и другие законы природы.

Периодический закон сыграл огромную роль в изучении строения многоэлектронных атомов, в развитии теории строения атома. Именно явление периодичности в свойствах элементов привело к мысли о сходстве в электронном строении их атомов.

Это позволило заранее предсказать свойства большинства химических элементов, идущих после урана (U—92-й элемент), и открыть их.

Периодический закон дал толчок развитию ряда естественных наук — физики, геологии, минералогии, космохимии и др. Вот почему периодический закон считается одним из фундаментальных законов природы, имеющих огромное научное значение.



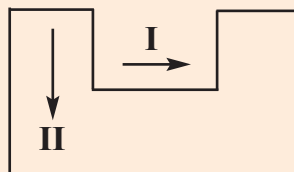
Проверка знаний и способностей

- 1) Что называют энергией ионизации?
 2) Что такое электроотрицательность?
 3) Расположите металлы в порядке возрастания их восстановительных способностей.

1) ${}_{11}\text{Na}$ 2) ${}_{13}\text{Al}$ 3) ${}_{20}\text{Ca}$ 4) ${}_{19}\text{K}$ 5) ${}_{12}\text{Mg}$ 6) ${}_{3}\text{Li}$

- 4) Определите в периодической системе в направлениях I и II:

- a) возрастающие свойства
 b) уменьшающиеся свойства



- 5) В какой главной подгруппе могут быть расположены X, Y, Z и T?

Элемент	Энергии ионизации
X	$E_1 < E_2 \ll E_3$
Y	$E_1 \ll E_2 < E_3$
Z	$E_1 < E_2 < E_3 < E_4 \ll E_5$
T	$E_1 < E_2 < E_3 \ll E_4$

- 6) Сколько электронов имеется в наружном электронном слое X?

Элемент	Энергии ионизации (в кДж/моль)			
	E_1	E_2	E_3	E_4
X	260	430	810	14000

- 7) У каких элементов главные оксиды в обычных условиях могут вступить в реакцию с водой?

Группа \ Период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA
2		Y			E
3	X		Z	T	

- 8) Определите соответствие.

В направлении слева направо по периоду:

- 1) возрастает
 2) уменьшается
 3) не меняется

- a) восстановительное свойство
 b) способность получать электрон
 c) радиус атома
 d) число электронных слоев
 e) металлическое свойство
 f) неметаллическое свойство
 g) окислительное свойство

- 9) Определите соответствие.

В направлении сверху вниз по главной подгруппе:

- 1) возрастает
 2) уменьшается
 3) не меняется

- a) способность отдавать электрон
 b) окислительное свойство
 c) металлическое свойство
 d) число валентных электронов
 e) неметаллическое свойство
 f) энергия ионизации
 g) радиус атома



10) Расположите элементы с нижеприведенными электронными формулами в порядке возрастания восстановительных способностей.

- 1) $\dots 3s^2 3p^4$ 2) $\dots 3s^2$ 3) $\dots 3s^2 3p^5$ 4) $\dots 3s^1$ 5) $\dots 3s^2 3p^1$

11) Расположите элементы с нижеприведенными электронными формулами в порядке возрастания окислительных способностей.

- 1) $\dots 2s^2 2p^5$ 2) $\dots 3s^2 3p^1$ 3) $\dots 2s^2 2p^4$ 4) $\dots 3s^2 3p^2$

12) Определите соответствие.

Свойство

- 1) Не может быть окислителем
2) Не может быть восстановителем
3) Может быть как окислителем, так и восстановителем

Электронная формула

- a) $\dots 2s^2 2p^5$ b) $\dots 3s^2 3p^1$
c) $\dots 2s^2 2p^3$ d) $\dots 3s^2$
e) $\dots 3s^2 3p^2$

13) Расположите элементы с нижеприведенными электронными формулами в порядке возрастания их металлического свойства.

- 1) $\dots 3s^2 3p^1$ 2) $\dots 3s^2 3p^5$ 3) $\dots 3s^2$ 4) $\dots 3s^2 3p^3$

14) Расположите элементы с нижеприведенными электронными формулами в порядке возрастания их электроотрицательности.

- 1) $\dots 2s^2 2p^5$ 2) $\dots 3s^1$ 3) $\dots 2s^2 2p^4$
4) $\dots 2s^2$ 5) $\dots 2s^2 2p^3$



ГЛАВА IV

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

25. Электроотрицательность химических элементов

Две важнейшие энергетические характеристики атома — энергия ионизации и электронное сродство, связаны с его размерами (радиусом атома).

Энергия, необходимая ядру для отторжения от нейтрального атома наиболее слабо связанного электрона, называется энергией ионизации (обозначается буквой J , единица измерения — кДж/моль). Процесс отщепления электрона от нейтрального атома является эндотермическим процессом.

Например: $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$ эндотермический процесс.

Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее будут металлические свойства элемента.

Энергия, выделяемая при присоединении одного электрона к нейтральному атому, называется сродством к электрону (обозначается знаком $\mathcal{E}_e$, единица измерения — кДж/моль). Процесс присоединения к себе электрона нейтральным атомом является экзотермическим процессом. Например, $\text{F}^0 + \bar{e} \rightarrow \text{F}^-$ экзотермический процесс. Чем больше размеры (радиус) атома, тем слабее будет притягивать к себе электроны из наружного электронного слоя его ядро и тем меньше будет его электронное сродство. Чем больше значение электронного сродства, тем сильнее неметаллическое свойство элемента.

Энергия ионизации и электронное сродство количественно выражают способность взаимодействия атомов с помощью электронов.

Свойство атомов притягивать к себе электроны от атомов других элементов в соединениях называют электроотрицательностью. Электроотрицательность элемента в количественном отношении равна половине алгебраической суммы электронного сродства его атома и энергии ионизации, выражается знаком χ (ksi). Самая высокая электроотрицательность у фтора, а самая низкая — у $\chi = \frac{J + \mathcal{E}_e}{2}$ атомов щелочных металлов.

Абсолютные значения электроотрицательности выражаются неудобными для вычислений числами, что значительно затрудняет их практическое применение. В этой связи условно за единицу принята электроотрицательность лития. Т.е. электроотрицательности всех элементов делят на электроотрицательность лития. Полученное значение называют **относительной электроотрицательностью**, которую обозначают знаком $\mathcal{EO}$.

Относительная электроотрицательность элементов $\mathcal{EO}_{(\text{элемент})} = \chi(\text{Эл})/\chi(\text{Li})$ меняется в интервалах $0 < \mathcal{EO} < 4$. Примерные значения относительной электроотрицательности даны в таблице 13.

Фтор обладает самой высокой электроотрицательностью, которая равна 4. Зная численное значение электроотрицательности, (относительную электроотрицательность) можно легко определить принадлежность соответствующего элемента к металлам или неметаллам. Если не учитывать тяжелые металлы, то для металлов электроотрицательность, как правило, меньше 2-х, а для неметаллов — больше 2-х.



[illegible]

Как видно из таблицы 13, электроотрицательность элементов в периодах возрастает слева направо, а в главных подгруппах она уменьшается в направлении сверху вниз. Исходя из этого, на основе периодической системы можно предсказать, у какого из двух элементов электроотрицательность будет больше.

В химических реакциях электроны переходят к атомам элементов с большей электроотрицательностью или смещаются в их сторону. Поэтому сведения об электроотрицательности элементов чрезвычайно важны при изучении свойств и для характеристики природы химической связи.

Проверка знаний и способностей

1) Какие энергетические характеристики атома связаны с его радиусом?

- 1) окислительные свойства 2) энергия ионизации 3) восстановительные свойства
4) электронное сродство 5) металлические свойства 6) электроотрицательность

2) Выберите из ниже приведенных процессов а) экзотермические б) эндотермические.

- 1) $\text{Na}^0 - \bar{e} \rightarrow \text{Na}^+$ 2) $\text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$ 3) $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$
4) $\text{O}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{O}^{2-}$ 5) $\text{Al}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^{3+}$

3) Что такое энергия ионизации? Укажите единицу измерения.

4) Что такое электронное сродство?

5) Что такое электроотрицательность?

6) Расположите нижеприведенные элементы в порядке возрастания их электроотрицательности.

- 1) Cl 2) Na 3) F 4) Mg 5) S 6) H

7) При помощи какой формулы вычисляется электроотрицательность того или иного элемента?

8) Пользуясь таблицей электроотрицательности, определите соответствие:

- 1) ЭО(элемент)=3ЭО(Li) а) N б) C в) P д) F е) Cl
2) ЭО(элемент)=2,5ЭО(Li) ф) B
3) ЭО(элемент)=2ЭО(Li)

26. Химическая связь. Ковалентная связь

Свойство вещества определяется его химическим составом, последовательностью соединения атомов в его молекуле и их взаимодействием. Теория строения атома раскрывает природу химической связи и механизм образования молекул.

Молекула—это частица, состоящая из двух и более атомов. Например, самой простой молекулой является молекула водорода (H_2), образованная из двух атомов водорода. **Совокупность сил, связывающих друг с другом атомы в молекуле, называется химической связью.**

Между ядром одного атома водорода и электронным слоем другого атома водорода существуют силы притяжения; а между ядрами двух атомов водорода и электронными слоями—силы отталкивания (рис. 4).

Было установлено, что образование и природа химической связи главным образом непо-

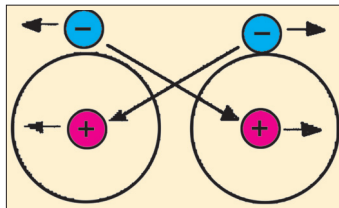


Рис. 4. Силы притяжения и отталкивания между атомами



средственно связаны со строением наружных электронных слоев взаимодействующих атомов элементов. Имеющиеся к настоящему времени сведения об атомах и молекулах подтверждают электронное происхождение всех химических связей. Однако в различных химических соединениях химические связи по механизму образования и типу отличаются друг от друга.

Электроны, участвующие в образовании связи, называются валентными электронами.

По правилу октета при образовании химической связи наружные энергетические уровни довершаются—в большинстве случаев образуются восьмиэлектронные октеты $\dots ns^2 np^6$, а в некоторых случаях (для атомов и ионов (H^- , He^0 , Li^+ , Be^{2+} , B^{+3})—двухэлектронное дуплетное положение $-1s^2$.

Из курса VII класса вам известно, что при соединении атомов друг с другом образуются как простые, так и сложные вещества.

Для того, чтобы заранее распознать тип химической связи в соединениях, пользуются понятием электроотрицательности элементов. Тип химической связи зависит от разности электроотрицательностей соединяющихся атомов. В этой связи различают три условия образования химической связи:

1. а) **Между атомами элементов с одинаковой электроотрицательностью.** Такое взаимодействие происходит при образовании простых веществ, молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов, — молекул неметаллов (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2).

б) **Между атомами металлов одинаковой электроотрицательностью.** (Fe , Al , Cu и др.)

2. **Между атомами различных элементов (неметаллов), электроотрицательность которых отличается несильно**

Данный случай встречается при образовании молекул воды H_2O , хлороводорода HCl , аммиака NH_3 и многих других веществ.

3. **Между атомами элементов, электроотрицательности которых резко отличаются друг от друга, например, между атомами щелочных металлов и галогенов**

Электроотрицательность элементов влияет на распределение электронов между взаимодействующими друг с другом атомами. По характеру распределения электронов в веществах различают три основных типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую.

Ковалентная связь образуется между атомами неметаллов с одинаковыми или мало отличающимися друг от друга электроотрицательностями.

Образование большинства молекул связано с созданием ковалентной связи. Главную сущность теории ковалентной связи составляет образование наружной устойчивой электронной конфигурации в атомах взаимодействующих элементов. Однако при образовании ковалентной связи полного перехода электрона от атома одного элемента к атому другого элемента не происходит. Только за счет перекрывания орбиталей с единичными электронами атомов обоих взаимодействующих элементов создаются общие электронные пары, которые в одинаковой степени относятся к обоим атомам, обуславливая образование связи между ними.

Химическая связь, возникающая в результате образования общих (связывающих) электронных пар, называется ковалентной или атомной связью.



В образовании связывающих (общих) электронных пар участвуют два атома, каждый из которых отдает по одному электрону. Эти электроны расположены в наружных электронных слоях обоих атомов.

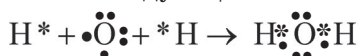
Общие электронные пары создаются в основном неспаренными (одиночными↓) электронами атомов, образующих связь. Объединяющиеся в пары электроны должны обладать антипараллельными спинами (↑↓). Т.е. размещение электронов на одной орбитали в виде (↑↑) и (↓↓) невозможно.

Только при этом условии электронные облака двух атомов, перекрывая друг друга, увеличивают межъядерную электронную плотность, благодаря чему посредством притяжения двух ядер образуется устойчивая молекула.

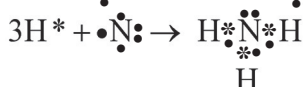
Формула образования молекул H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , HCl , H_2O и др., показанная в виде электронных пар, называется электронной формулой молекулы.

В молекуле двухатомных простых веществ неспаренных (одиночных) электронов не бывает, так как молекула образуется за счет спаривания одиночных электронов. В отрицательно заряженных ионах (например N^{3-} , P^{3-} , Cl^- , F^- , Br^- , I^- , S^{2-} и др.) также не бывает одиночных электронов. Нейтральный атом, получая электрон, спаривает одиночные электроны и за счет полученных электронов заряжается отрицательно.

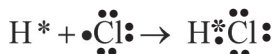
В качестве примера ковалентной связи, образованной между атомами элементов с малоотличающимися электроотрицательностями, можно привести следующие:



H_2O (вода)



NH_3 (аммиак)



HCl (хлороводород)

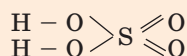
Ковалентная связь — это **локализованная** двухэлектронная связь с двумя центрами. Локализованная связь подразумевает такую связь, которая действует лишь между двумя атомами на ограниченном участке.

Одна ковалентная связь образуется одной электронной парой. Т.е. ковалентную связь показывают парными точками или линией. Участвующие в образовании связи электроны представлены в виде звездочек.



Проверка знаний и способностей

- 1) Что такое ковалентная связь?
- 2) Что называют электронной формулой?
- 3) На основе графической формулы определите число ковалентных связей.



4) Выберите нейтральные атомы или ионы, не имеющие одиночных электронов.

- 1) ${}_{11}\text{Na}^0$ 2) ${}_{7}\text{N}^{-3}$ 3) ${}_{20}\text{Ca}^0$ 4) ${}_{17}\text{Cl}^0$ 5) ${}_{35}\text{Br}^{-}$ 6) ${}_{10}\text{Ne}^0$

5) Расположите вещества в порядке возрастания числа ковалентных связей в их молекулах.

- 1) NH_3 2) H_2O 3) H_2 4) CH_4

6) В каком случае число одиночных электронов в нормальном состоянии дана правильно?

- | | ${}_{16}\text{S}^0$ | ${}_{24}\text{Cr}^0$ | N_2^0 | ${}_{6}\text{C}^0$ |
|----|---------------------|----------------------|----------------|--------------------|
| a) | 2 | 4 | 2 | 1 |
| b) | 4 | 6 | 3 | 4 |
| c) | 2 | 6 | 0 | 2 |
| d) | 6 | 2 | 0 | 4 |
| e) | 4 | 5 | 3 | 2 |

7) В молекуле какого вещества наибольшее число ковалентных связей?

- A) H_2O B) NH_3 C) N_2 D) Cl_2 E) CH_4

27. Механизм образования ковалентной связи

Ковалентная связь возникает в основном по двум различным механизмам:

1) Путем объединения в пары одиночных электронов с антипараллельными спинами (механизм обмена); 2) по механизму донор-акцептор.

Ковалентная связь по первому механизму образуется путем соединения одиночных электронов с антипараллельными спинами. Данный процесс протекает в виде перекрывания электронных облаков. Число образовавшихся при этом связей равно числу электронных пар или присущих каждому атому одиночных электронов (см.: образование H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , H_2O , NH_3).

В нейтральном атоме число электронов, образующих ковалентную связь посредством механизма обмена, равно числу одиночных электронов.

Задача 1. Сколько процентов от числа валентных электронов азота (${}_{7}\text{N}-2s^22p^3$) создают связь по механизму обмена?

Решение: В атоме азота из 5-ти валентных электронов 3 – одиночные. Значит, $(3/5) \cdot 100\% = 60\%$ участвуют в механизме обмена.

Каждая электронная пара, образующая химическую связь, обозначается по одновалентной линии, формулы молекул изображаются графически:

Графическая формула

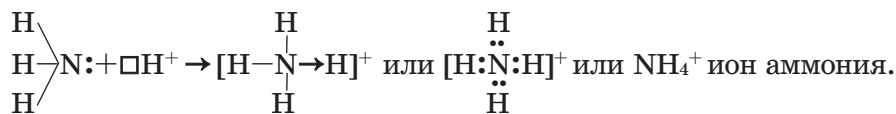


Связь по механизму донор-акцептор образуется между неподеленной (неиспользованной) электронной парой и незаполненными (пустыми) орбиталями. Схематически это выглядит так:



Здесь атом А, представляющий свою неподеленную электронную пару для общего пользования, называется **донором**, а атом В, имеющий свободную орбиталь, — **акцептором**. Образованная таким путем ковалентная связь называется **донорно-акцепторной** или **координационной связью**. Этот вид химической связи был открыт в 1893 году создателем координационной теории комплексных соединений Альфредом Вернером, в связи с чем донорно-акцепторная связь прежде носила название координативной связи.

В качестве примера связи, созданной по донорно-акцепторному механизму, можно привести схему образования иона аммония, угарного газа, иона гидроксония (H_3O^+). Если неподеленную электронную пару атома азота в аммиаке представить в виде двух точек, а свободную орбиталь иона водорода (H^+) — в форме четырехугольника $\square$, тогда схему образования иона аммония можно изобразить так:



При изображении графических формул соединений, имеющих донорно-акцепторную связь, обычно эту связь показывают стрелкой, направленной от донора (N) в сторону акцептора (H). *Донорно-акцепторная связь увеличивает валентность атома донора на одну единицу.*

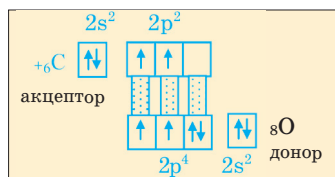
Установлено, что все связи N—H в ионе аммония NH_4^+ , обладающие одинаковыми свойствами. Значит, ковалентная связь, образованная по механизму обмена, не отличается от связи, созданной по донорно-акцепторному механизму.

Задача 2. Сколько процентов от числа валентных электронов в атоме азота создают связь по донорно-акцепторному механизму?

Решение: Сколько процентов от числа валентных электронов в атоме азота $2s^2 2p^3$ два электрона в $2s^2$ создают связь по донорно-акцепторному механизму. В таком случае, $(2/5) \cdot 100\% = 40\%$. В солях аммония число донорно-акцепторных связей равно числу ионов аммония.

Соли аммония	Число донорно-акцепторных связей
NH_4Cl	1
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	2
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	2
$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	1
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	2

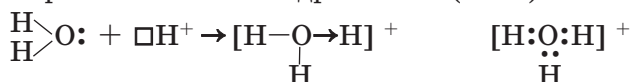
Схема образования угарного газа



Угарный газ CO или $\text{C} \equiv \text{O}$



Образование иона гидроксония (H_3O^+):



Все кислоты, кроме кремниевой кислоты – H_2SiO_3 , при растворении в воде образуют ион гидроксония (H_3O^+). Образование иона гидроксония также происходит по донорно-акцепторному механизму.

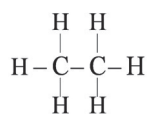
Вещество или ион	Донор	Акцептор	Участвующие в образовании связей $n(e^-)$	
			у донора	у акцептора
NH_4^+	N	H	5	3
CO	O	C	4	2
H_3O^+	O	H	4	2

Валентность. Валентность элементов относится к основным понятиям. **Валентность – это свойство атомов элементов присоединять или замещать определенное число атомов других элементов.** Понятие валентности было введено в науку в 1852 году английским химиком Эдуардом Франклендом.

Данное определение носит несколько формальный характер, так как не дает представления о природе свойства вещества. С развитием учения о химической связи содержание понятия «валентность» значительно наполнилось и в настоящее время его обычно выражают так:

Валентность – это свойство атомов элементов создавать определенное число ковалентных химических связей. Валентность определяется числом ковалентных связей, посредством которых в соединениях один атом связывается с другими атомами.

Например: в этане (C_2H_6) каждый из атомов углерода четырехвалентный. Потому что каждые два атома углерода создают 4 ковалентных связи.



Согласно представлениям о ковалентной связи, независимо от способа образования общих электронных пар, валентность определяется числом общих электронных пар, связывающих атомы в молекуле.

Как вам известно, числовое значение валентности связано с положением элемента в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева. Высшая валентность элемента по числовому значению равна номеру его группы в периодической системе. Некоторые элементы не подчиняются этой закономерности (например, N, O, F). Это связано с тем, что из-за отсутствия в их атомах незаполненных орбиталей они не могут возбуждаться. Максимальная валентность в соответствующем соединении того или иного элемента определяется числом участвующих в образовании связей в его атоме орбиталей.

В образовании иона аммония (NH_4^+) участвуя 3 одиночных электрона (в $2p^3$) и одна электронная пара (в $2s^2$). Т.е., поскольку в образовании связей участвуют 4 орбитали ($2s$ и $2p$) максимально азот бывает



четырёхвалентным. Точно так же при образовании иона гидроксония (H_4O^+) из $2p^4$ электронов наружного слоя атома кислорода в создании ковалентной связи два одиночных электрона участвуют по механизму обмена, а парный электрон — по донорно-акцепторному механизму, т.е. в создании связи задействованы 3 орбитали кислорода. Вот почему в ионе гидроксония кислород трехвалентен.

Проверка знаний и способностей

- 1) По каким механизмам может образоваться ковалентная связь?
- 2) Как образуется донорно-акцепторная связь?
- 3) Расположите нижеприведенные молекулы веществ в порядке возрастания числа донорно-акцепторных связей.
 - 1) ортофосфат аммония
 - 2) угарный газ
 - 3) сульфат аммония
 - 4) гидрокарбонат аммония
- 4) Сколько процентов от числа р-электронов кислорода участвуют в образовании донорно-акцепторной связи в ионе гидроксония?
- 5) В молекулах всех продуктов каких нижеприведенных реакций имеется донорно-акцепторная связь?
 - 1) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - 2) $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t}$;
 - 3) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, \text{кат.}}$;
 - 4) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 - 5) $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}}$
- 6) Сколько процентов от общего числа электронов атома кислорода составляют его электроны, участвующие в образовании связей в ионе гидроксония по механизму обмена? (${}_8\text{O}$)
- 7) Сколько процентов от числа электронов в ионе аммония составляют электроны участвующие в образовании донорно-акцепторных связей в ионе аммония? (${}_7\text{N}, {}_1\text{H}$).
- 8) В каком случае X, Y и Z представлены правильно?

Вещество или ион	Донорный элемент	X	Y	Z
NH_4^+	X	a) N	H	C
H_3O^+	Y	b) H	O	C
CO	Z	c) N	H	C
		d) N	O	O
		e) H	H	O

- 9) Сколько электронов донора участвуют в образовании связей в молекуле $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?
 - a) 5
 - b) 3
 - c) 10
 - d) 2
 - e) 12

28. Виды ковалентной связи

По особенностям распределения электронной пары между атомами различают два вида ковалентной связи: **неполярная и полярная ковалентные связи**.

При образовании ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью электронные пары между ядрами атомов размещаются симметрично. В образовавшейся в результате этого молекуле центры положительных и отрицательных зарядов совпадают.



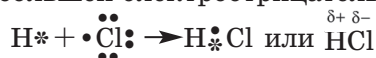
Ковалентная связь, образованная между атомами с одинаковой электроотрицательностью (атомами неметаллов одного вида) за счет образования общих электронных пар, называется неполярной ковалентной связью. Неполярная ковалентная связь в основном образуется а многоатомных простых веществах.

Простые вещества	$\text{H}_2, \text{N}_2, \text{O}_2, \text{O}_3, \text{F}_2, \text{Cl}_2$	Br_2	$\text{I}_2, \text{P}_4, \text{S}_8$
Агрегатное состояние в н.у.	Газ	Жидкость	Твердое вещество

В органических соединениях неполярная ковалентная связь в основном образуется между атомами углерода.

Этан (C_2H_6)	Этилен (C_2H_4)	Ацетилен (C_2H_2)
$\text{H}_3\text{C} : \text{CH}_3$	$\text{H}_2\text{C} :: \text{CH}_2$	$\text{HC} \vdots \text{CH}$
N(непол.ков.связь) 1	2	3

Полярная ковалентная связь. При различных электроотрицательностях атомов, образующих связь, т.е. при соединении атомов различных элементов электронные пары размещаются несимметрично — они смещаются в сторону атома с большей электроотрицательностью. Например:

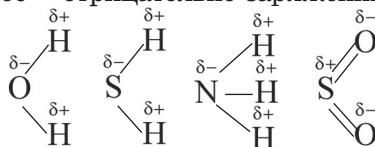


где δ^+ и δ^- (читается «дельта») — относительные заряды. Абсолютное их значение меньше. В таком случае центры **положительных и отрицательных зарядов не совпадают**. У образованной в результате этого молекулы в той части, где расположен атом элемента с большей электроотрицательностью, создается избыток отрицательного заряда, там же, где находится атом элемента с меньшей электроотрицательностью, — избыток положительного заряда.

Ковалентная связь, образованная смещением связывающей общей электронной пары в сторону одного из атомов, называется полярной ковалентной связью. Иными словами, **связь, образованная между атомами с различными электроотрицательностями за счет электронных пар, называется полярной ковалентной связью.**

Например: HF, HCl, HBr, HI, CO, SO₂, SO₃, NO, NO₂, N₂O₅, P₂O₃, P₂O₅, HNO₃, H₂SO₃, H₂CO₃, HPO₃, H₃PO₄, H₄P₂O₇, SiO₂, SiC, CS₂, CH₃Cl, CHCl₃, CH₂Cl₂, CCl₄, CH₄, CF₄ и др., являются соединениями, образованными посредством полярно-ковалентной связи.

В молекулах таких бинарных (двухэлементных) соединений, как HF, HCl, HBr, H₂O, SO₂, H₂S, NH₃ электронные пары размещены в связи несимметрично. Электронные пары размещаются в связи несимметрично. В таких случаях создается **диполь** (поляризация в молекуле). Т.е. один полюс молекулы бывает положительно заряженным, а другой полюс — отрицательно заряженным.



Во всех углеводородах C_xH_y число полярных ковалентных связей равно числу атомов водорода:

	Этан (C_2H_6)	Этилен (C_2H_4)	Ацетилен (C_2H_2)
N(пол.связь)	6	4	2



Существуют и такие молекулы, у которых, несмотря на то, что все связи в молекуле полярно-ковалентные но из-за неспособности молекулы к поляризации (т.е. к созданию диполя), они являются неполярными.

Например: метан (CH_4), углекислый газ (CO_2) $\overset{\delta+}{\text{O}} = \overset{\delta-}{\text{C}} = \overset{\delta-}{\text{O}}$

Обобщая все вышесказанное, можно прийти к заключению о том, что ковалентная связь главным образом создается между атомами неметаллов.

σ (сигма) и π (пи) – связи. Сущность образования электронных пар, создающих связь, объясняется перекрыванием электронных облаков.

Если электронные облака перекрываются по линии, соединяющей центры связывающих атомов, то такая связь называется сигма связью.

В таком случае вращение одного из атомов вокруг прямой линии, соединяющей ядра обоих атомов, не разрывает связи.

σ - связь может образоваться во время перекрывания двух s-, двух p-, одного s- и одного p- электронных облаков в отдельности, а также всех гибридных электронных облаков (см.: тему «Гибридизация») (рис. 5).

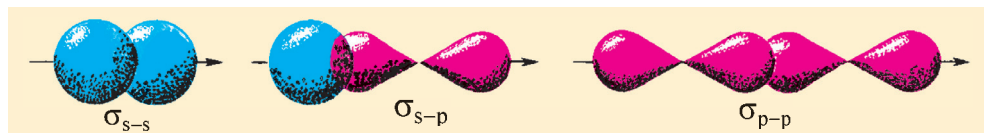
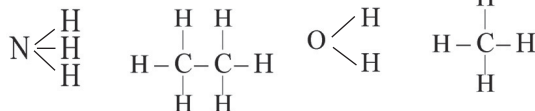


Рис. 5. Образование σ - связи

При наличии между атомами одной ковалентной связи ее называют одинарной связью. Все одинарные связи – σ - связи.

Вещества:



$N(\sigma)$ связей
в молекуле

3

7

2

4

При образовании второй и третьей ковалентных связей между двумя атомами перекрывание электронных облаков происходит не по линии, соединяющей центры атомов. Это связано с тем, что электронные облака в атоме расположены в отношении друг к другу под определенным углом. И поэтому перекрывание электронных облаков происходит по обе стороны от линии, пересекающей центры атомов.

Ковалентная связь, созданная за счет перекрывания орбиталей по обе стороны от оси, соединяющей центры атомов, образующих химическую связь, называется π -связью.

При образовании π -связи в результате взаимодействия двух p- орбиталей, расположенных перпендикулярно к соединяющей ядра атомов линии, по обе

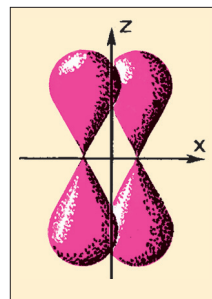


Рис. 6. Образование π связи

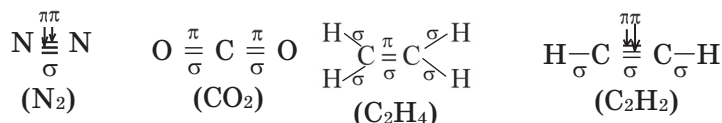


стороны от оси создаются участки перекрывания орбиталей. В основном π -связи создаются перекрыванием двух p -орбиталей (рис. 6).

Значит, можно прийти к такому заключению, что π -связь могут образовывать лишь свободные (негибридизированные) p -орбитали (p -электроны).

В результате образования π - и σ -связей, находящихся на перпендикулярно расположенных друг к другу плоскостях в пространстве в составе одной молекулы, создаются двойные и тройные связи.

Все одинарные связи являются σ (сигма) - связью, из двойных же связей одна — σ - связь, а другая — π (пи) - связь, из тройных связей одна σ - связь, а две — π связи. Например:



Так как образование химической связи зависит от того, какие электронные облака и как они перекрываются, связи бывают различной прочности. Именно этим обусловлено то, что при наличии двойных и тройных связей в химических процессах одни из них разрываются легко, а другие — с трудом. Так как π -связь обладает меньшей энергией, чем σ -связь, ее устойчивость тоже мала, и поэтому в химических реакциях π -связь разрывается быстрее.

Проверка знаний и способностей

1) Что называют неполярной ковалентной связью?

2) Что называют полярной ковалентной связью?

3) Определите соответствие.

1) вещества с неполярной ковалентной связью;

2) вещества с полярной ковалентной связью

Вещества

a) HCl b) Cl₂ c) H₂O d) Br₂ e) H₂S f) O₂ g) NH₃

4) Определите соответствие.

1) молекула полярная (образует диполь)

2) молекула неполярная (не образует диполь)

Вещества

a) CO₂ b) H₂O c) CH₄ d) HCl e) NH₃

5) В молекулах каких веществ сигма-связи составляют 50% от общего числа связей?

1) N₂ 2) CO₂ 3) C₂H₂ 4) O₂ 5) Cl₂

6) Определите соответствие.

В молекуле содержатся:

1) только σ связи;

2) как σ -, так и π -связи

Вещества

a) CO₂ b) H₂O c) N₂ d) H₂S e) O₂ f) NH₃ g) C₂H₄

7) Определите соответствие.

Перекрывание орбитами, образующих связь в молекуле.

1) σ_{s-p} 2) σ_{p-p} 3) π_{p-p}

Вещества

a) HCl b) Cl₂ c) O₂ d) H₂S e) N₂



8) В каком ряду даны только вещества с неполярной ковалентной связью?

- а) H_2 , H_2O , CO б) Br_2 , P_4 , S_8 в) NH_3 , F_2 , CO_2
д) O_2 , N_2 , NH_3 е) H_2O , CO , NH_3

9) Выберите вещества с одинаковым количеством ковалентных связей.

- 1) H_2 2) O_2 3) CO_2 4) H_2O 5) NH_3

10) Определите соответствие.

В молекуле

Вещества

- 1) $N(\sigma)_{\text{связь}} = N(\pi)_{\text{связь}}$ а) C_2H_4 б) CO_2 в) N_2 д) H_2O е) O_2
2) $2N(\sigma)_{\text{связь}} = N(\pi)_{\text{связь}}$
3) $N(\sigma)_{\text{связь}} = 5N(\pi)_{\text{связь}}$

11) В молекулах каких веществ сигма-связи образуются в результате перекрывания s- и p- орбиталей?

- 1) H_2 2) HCl 3) PH_3 4) O_2 5) H_2S

29. Свойства ковалентной связи

Основными характерными свойствами ковалентной связи являются ее прочность энергия, насыщенность и направленность, полярность и длина.

Прочность ковалентной связи. В зависимости от полного или частичного перекрывания связывающих ядра атомов (в σ - связи) электронных облаков, ковалентные связи могут быть различной степени прочности. Чем больше электронная плотность между ядрами атомов, тем прочнее будет связь.

Таким образом, прочность химической связи в основном зависит от:

1) Типа связи (σ или π), образовавшейся в результате перекрывания электронных облаков, т.е. от насыщенности ковалентной связи;

2) Длины связи;

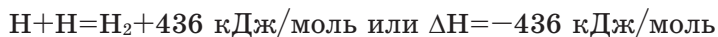
3) Полярности связи.

Энергия химической связи. Важнейшей характеристикой химической связи является энергия, определяющая ее прочность. Величина прочности связи измеряется количеством энергии, затрачиваемой на ее разрыв. Энергия связи – это количество минимальной энергии, необходимой для того, чтобы разорвать связь. Обычно энергия связи измеряется в кДж в одном моле вещества. Так, энергия связи 1 моль водорода равна 435 кДж/моль. Процесс разрыва связи можно выразить в виде термохимического уравнения:



Все реакции разложения многоатомных простых веществ на атомы являются эндотермическими реакциями.

Ясно, что при получении 1 моль водорода от разных атомов выделяется:

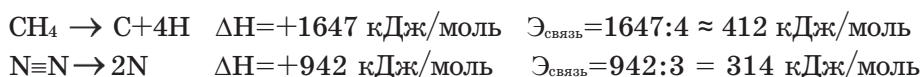


энергии.



При вычислении энергии связи в отдельности на 1 молекулу следует поделить количество минимальной энергии, необходимой для разрыва связи, на постоянную Авогадро. Следовательно, для вычисления энергии связи Н—Н в одной молекуле водорода надо поделить 436 кДж/моль на $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Отсюда видно, что количественное значение энергии связи отдельных молекул очень мало. Вот почему на практике используются количественные значения энергии связи, приходящейся не на 1 молекулу, а на 1 моль вещества.

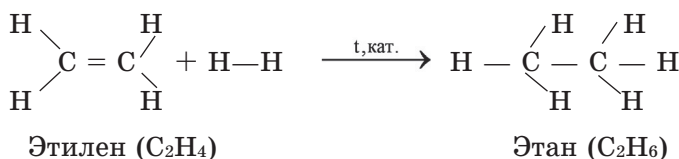
При определении энергии связи в многоатомных молекулах, например, в молекуле метана (СН₄), вначале вычисляют энергию разрыва всех четырех С—Н связей, а затем находят среднее значение энергии разрыва одной связи.



Однако действительное значение каждой отдельно взятой энергии связи несколько отличается от ее среднего значения. Пользуясь понятием энергии связи, можно определить, являются ли химические реакции экзотермическими или эндотермическими.

Разница между суммой энергий связи между атомами продуктов реакции и суммой энергий связи между атомами веществ, вступивших в реакцию, определяет тепловой эффект химической реакции. Если эта разница положительная, то реакция экзотермическая, а при отрицательной разнице — эндотермическая. При вычислении же по изменению энтальпии (ΔH) — бывает наоборот.

Например:



$$Q_{\text{реакция}} = (6 \cdot Q_{\text{C-H}} + Q_{\text{C-C}}) - (4 \cdot Q_{\text{C-H}} + Q_{\text{C=C}} + Q_{\text{H-H}}); \Delta H = -Q$$

В общем виде вычисляется следующим образом:

$$Q_{\text{реак.}} = \sum Q_{\text{зн.связи(продукт)}} - \sum Q_{\text{зн.связи(реагенты)}}; \sum H_{\text{реак.}} = \sum \Delta H_{\text{зн.связи(продукт)}} - \sum \Delta H_{\text{зн.связи(продукт)}}$$

Насыщенность ковалентной связи. Как известно, атомы способны образовать лишь ограниченное число ковалентных связей, что обусловлено их валентными возможностями. Во-первых, **возможность образования ковалентной связи определяется числом валентных электронов (или образующих ковалентную связь орбиталей)**. Например, в атоме углерода, имеющем в наружном электронном слое 4 орбитали, в возбужденном состоянии содержится 4 одиночных электрона и поэтому атом углерода способен образовать не более 4-х ковалентных связей. Во-вторых, **валентные возможности атомов определяются**



числом неподеленных электронных пар, которые могут быть отданы другим атомам с незаполненными орбиталями на наружном энергетическом уровне. Так, в атоме азота имеется 3 неспаренных электрона, которые способны создать 3 ковалентные связи. Четвертая ковалентная связь образуется за счет взаимодействия неподеленной электронной пары атома азота с ионом водорода. В результате образуется ион аммония, при котором все валентные возможности атома азота насыщаются. Следовательно, насыщенность ковалентной связи определяется валентными возможностями атомов.

Направление ковалентной связи. Это свойство ковалентной связи обуславливает пространственное строение молекул. Во время взаимного перекрывания электронных облаков в зависимости от их формы и направления в пространстве могут образоваться соединения, молекулы которых будут иметь линейную форму или форму угла. (При изучении темы «Гибридизация» вы более подробно ознакомитесь с направлением ковалентной связи или пространственной формой молекулы.)

Направление химических связей объясняется различным расположением электронных облаков в пространстве.

Образованные посредством ковалентной связи двухатомные (бинарные) вещества H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , HF , HCl , HBr , HI , CO , NO , C_2H_2 и др. имеют линейное строение.

Длина связи — это расстояние между ядрами атомов, образующих связь (измеряется в нанометрах — нм). Чем короче длина химической связи, тем прочнее будет связь.

В углеводородах с общей формулой C_nH_{2n+2} (CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} и др.) длина связи между атомами углерода (т.е. длина связи $C-C$) составляет 0,154 нм, в этилене (C_2H_4) длина двойной связи $C=C$ — 0,134 нм, в ацетилене (C_2H_2) длина тройной связи $C\equiv C$ — 0,120 нм.

Полярность связи зависит от смещения электронной пары, образующей ковалентную связь в сторону одного из атомов.

В галогенидах водорода (HF , HCl , HBr , HI) в связи с увеличением радиуса по мере возрастания порядкового номера галогена, увеличивается и длина связи. Так как F (фтор) — самый сильный неметалл, HF отличается большей полярностью и прочностью. В связи с увеличением длины связи в HF , HCl , HBr , HI по мере увеличения радиуса, их полярность, прочность связи уменьшаются, а кислотность, восстановительные свойства усиливаются.

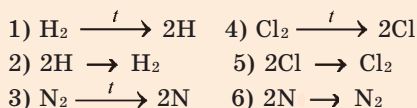
Кратность связи определяется числом электронных пар, объединяющих два атома (числом ковалентных связей). Например, в этане H_3C-CH_3 , этилене $H_2C=CH_2$, ацетилене $HC\equiv CH$ связь между атомами углерода, соответственно, будет одинарная, двойная и тройная. С увеличением кратности связи возрастает ее энергия, а длина укорачивается.

Кратность связи	Длина (в нм)	Энергия (в кДж/моль)
$C-C$	0,154	354
$C=C$	0,134	620
$C\equiv C$	0,120	810

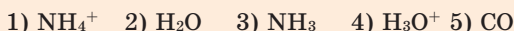


Проверка знаний и способностей

- 1) Какими свойствами обладает ковалентная связь?
- 2) От каких факторов зависит прочность ковалентной связи?
- 3) Что называют энергией химической связи?
- 4) Какие из нижеприведенных процессов эндотермические?



- 5) В каких ионах и веществах наблюдается насыщенность ковалентной связи?



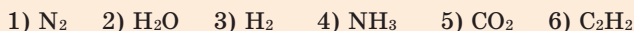
Химические связи	Энергия связи (в ккал/моль)
C—H	100
C—C	80
C=C	150
H—H	104

- 6) Вычислите изменение энтальпии (в ΔH) реакции $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \xrightarrow{t, \text{кат}} \text{C}_2\text{H}_6$ (в ккал/моль).

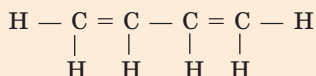
- 7) Сколько полярной ковалентной и неполярной ковалентной связи имеется в молекуле вещества $\text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$?



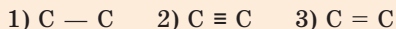
- 8) Выберите вещества с линейным строением молекулы.



- 9) Определите число полярных и неполярных связей в молекуле вещества.



- 10) Расположите нижеприведенные связи по мере возрастания их длины.



- 11) Расположите нижеприведенные молекулы веществ по мере возрастания их полярности.



30. Гибридизация орбиталей атома и ее влияние на форму молекулы

Геометрическая форма молекул определяется направлением электронных орбиталей атома в пространстве. Несмотря на разнообразность форм первоначальных орбиталей (s и p) образованные при их участии связи, обладая одинаковыми значениями, располагаются симметрично. В таких случаях направление ковалентных связей определяется гибридизацией орбиталей атомов (Полинг, 1931 г.).



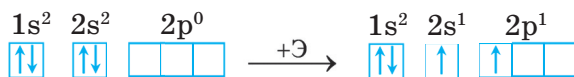
Сущность гибридизации состоит в следующем. Если в образовании связи участвуют орбитали с малоотличающимися энергиями (например: $2s$ -, $2p$ -), в таком случае указанные орбитали заменяются новыми, максимально удаленными друг от друга гибридными орбиталями.

Гибридизация орбиталей атомов происходит во время химических реакций. Процесс образования новых орбиталей с одинаковыми энергией и формой из комбинации различных орбиталей называют гибридизацией.

Число образованных гибридных орбиталей равно числу участвующих в гибридизации орбиталей. Так как электронное облако на гибридизированной орбитали сильнее отклоняется в ту или иную сторону ядра, эти орбитали еще больше перекрываются и в результате на участке между ядрами увеличивается электронная плотность.

И поэтому при образовании связи от гибридизированных орбиталей выделяется еще больше энергии и, следовательно, связь становится более прочной. Образованные гибридизированными орбиталями связи более прочные, чем связи, созданные s - и p - орбиталями. Формы орбиталей, образованных в результате гибридизации s - и p - орбиталей, даны на рис. 7. Для s - и p - орбиталей возможны три типа гибридизации.

sp (эс-пэ)-гибридизация. Электронное строение внешнего электронного слоя атома бериллия имеет форму $2s^2 2p^0$. При возбуждении атома бериллия один из s -электронов переходит на p - подуровень, а затем, в результате смещения одной s - и одной p - орбиталей образуются две одинаковые sp -гибридные орбитали, расположенные под углом 180° .



Как известно, s -электронное облако имеет сферическую, а p - электронное облако – гантелеобразную формы. В атоме бериллия в указанном на рис. 8 порядке происходит sp - гибридизация:

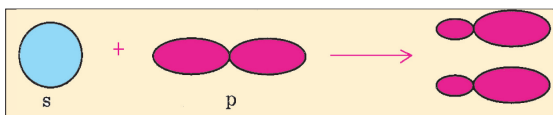


Рис. 8. sp -гибридизация в атоме бериллия; sp - гибридное облако

Образовавшиеся две sp -гибридные орбитали, оттолкнувшись друг от друга и разместившись под углом 180° , т.е. вдоль прямой линии, двигаются в противоположных направлениях (рис. 9).



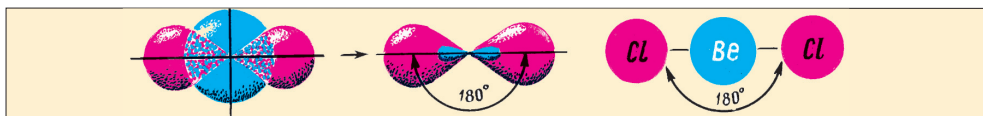
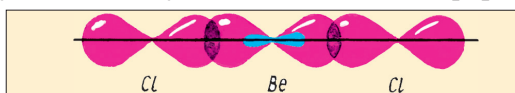


Рис. 9. Расположение в пространстве 2-х гибридных орбиталей в молекуле BeCl_2

В таких случаях две sp -гибридных электронных облака атома Be перекрываются p -электронными облаками атомов хлора. В итоге образуется молекула BeCl_2 линейной формы.



молекула BeCl_2 линейной формы

Все галогениды бериллия BeF_2 , BeCl_2 , BeBr_2 , BeI_2 — вещества линейного строения, образованные путем sp -гибридизации.

Кроме того, атом углерода в углекислом газе, оба атома углерода в ацетилене (C_2H_2) находятся в состоянии sp -гибридизации. Во все углеводородах с одной тройной связью лишь два атома углерода, соединенного тройной связью, находятся в состоянии sp -гибридизации. Более подробно об sp -гибридизации в органических соединениях вы узнаете в X классе. Отсюда можно сделать вывод, что углекислый газ (CO_2), а также ацетилен (C_2H_2) обладают линейным строением (валентный угол составляет 180°).



sp^2 -гибридизация. Электронное строение внешнего энергетического уровня атома бора (${}_5\text{B}$) следующее: $2s^2 2p^1$. Во время возбуждения один из электронов ($2s^2$) атома B переходит на p -орбиталь и в итоге, 1 s - и 2 p -орбитали, смешавшись, образуют три одинаковые sp^2 -гибридные орбитали подталкивая друг друга, направляются в сторону вершин прямоугольного треугольника. Расположившись на одной плоскости, данные орбитали ориентируются относительно друг друга под углом 120° (рис. 10).

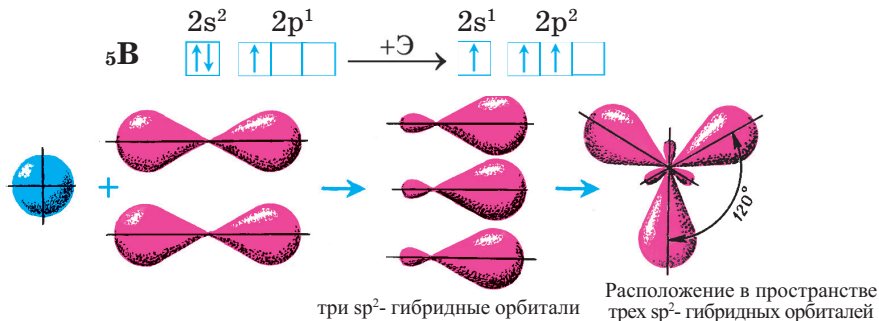
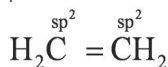


Рис. 10. sp^2 -гибридизация в атоме бора

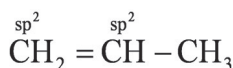
Эти три возбужденных гибридных электронных облака атома бора перекрываются p -электронными облаками атомов галогена и в результате образуется треугольной формы молекула BF_3 . Все три образовавшиеся связи находятся на одной плоскости (рис. 11).



BCl_3 , BBr_3 , BI_3 также обладают аналогичным строением. Из углеводородов в алкенах (имеют формулу C_nH_{2n} с открытой цепью) оба атома углерода, соединенных двойной связью, находятся в состоянии sp^2 гибридизации. В пропилене атомы углерода, соединенные двойной связью, находятся в состоянии sp^2 гибридизации.



Этилен



Пропилен

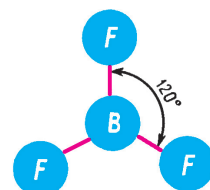
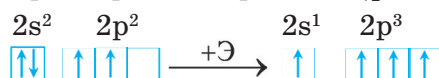


Рис. 11. Молекула BF_3 треугольной формы

sp^3 -гибридизация. Процесс образования в пространстве 4-х гибридных орбиталей из комбинации одной s- и трех p- орбиталей называют sp^3 (эс-пэ-три) – гибридизацией.

Как известно, при нормальных условиях имеющиеся в наружном электронном слое атома углерода 4 электрона находятся в состоянии $2s^2 2p^2$. При возбуждении атома углерода во время реакции один из электронов на s-орбитали переходит на p- орбиталь и в результате смешения в возбужденном состоянии одного s- и трех p- электронных облаков образуются 4 sp^3 -гибридные орбитали (рис. 12).



Расположение связей в форме тетраэдра и тетраэдрическая форма молекул характерны для большинства органических соединений – атомов углерода, соединенных одинарной связью с другими атомами углерода, всех атомов углерода в углеводородах с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (например, C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} и др.), в циклических углеводородах с общей формулой C_nH_{2n} , азота в аммиаке, атома азота в соединениях типа RNH_2 , R_2NH , R_3N , кислорода в воде (H_2O) (рис.13). В углеводородах углерод, находящийся в состоянии sp^3 гибридизации, образует валентный угол в $109^\circ 28'$.

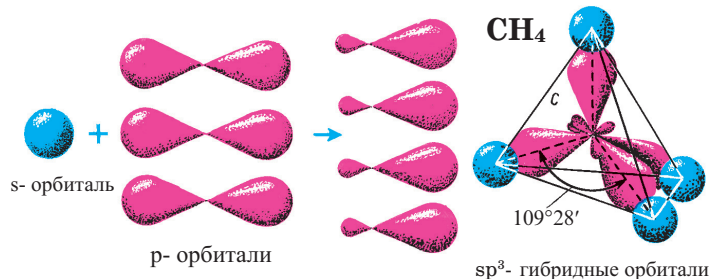


Рис. 12. sp^3 -гибридизация в атоме углерода

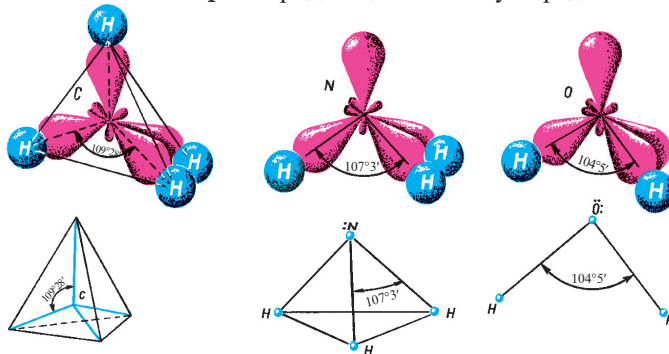


Рис. 13. Пространственное строение CH_4 , NH_3 и H_2O



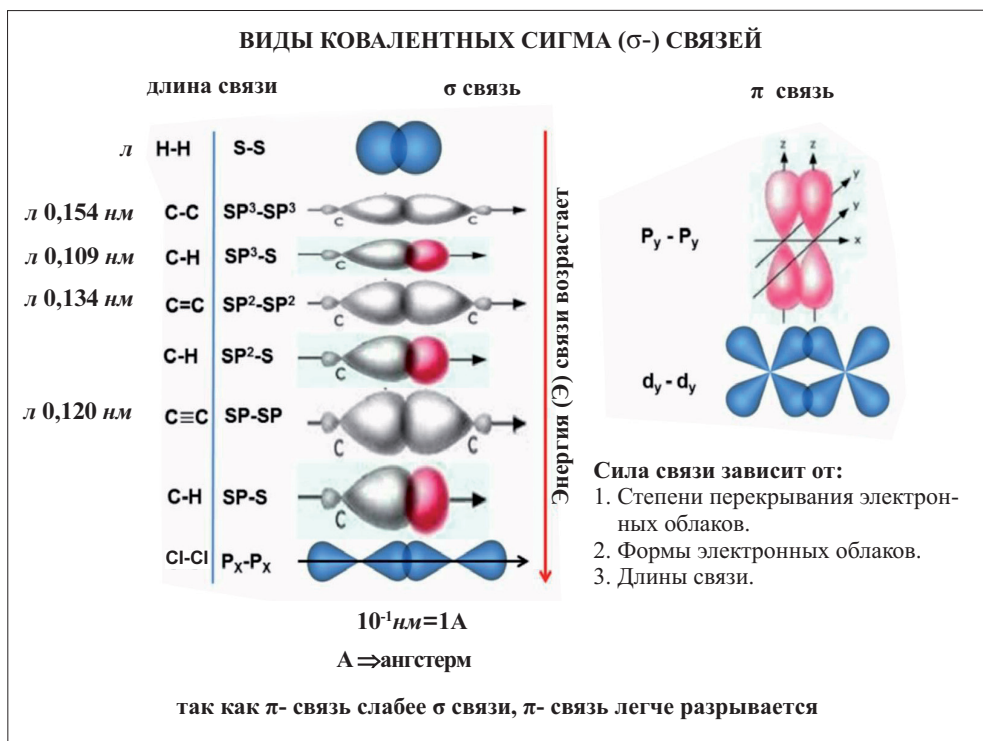


Рис. 14. Механизм образования сигма (σ -) и π -связи

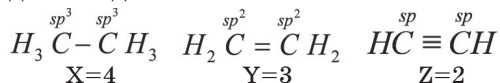
Из рис. 13 видно, что угол связи в молекулах аммиака и воды меньше, чем в молекуле метана ($109^\circ 28'$). Причина этого объясняется следующим образом. В то время как в молекуле метана в каждой из 4-х sp^3 -гибридных орбиталей атома углерода размещается связующая электронная пара, то в одной sp^3 -гибридной орбитали атома азота в аммиаке и двух sp^3 -гибридных орбиталях атома кислорода в воде размещаются не связующие, а неделимые электронные пары. Отталкивая друг друга а также соседние связующие электронные пары с большой силой, они способствуют относительному уменьшению валентных углов. Гибридные орбитали участвуют в образовании сигма-связей в метане на 100%, в аммиаке на $-(3/4) \cdot 100\% = 75\%$, в молекуле воды на $-(2/4) \cdot 100\% = 50\%$

В любом органическом соединении в образовании химической связи участвуют все 4 орбитали наружного электронного слоя атома углерода. Чтобы узнать число гибридных орбиталей, участвующих в образовании σ (сигма)-связей, следует знать состояние гибридизации атома углерода: при состоянии sp^3 -гибридизации в образовании σ -связей участвуют – 4, при sp^2 -гибридизации – 3, при sp -гибридизации – 2 гибридные орбитали.



Задача 1. На основе таблицы определите X, Y и Z.

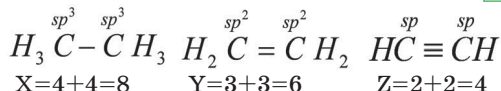
Решение: Для решения задачи следует определить состояние гибридизации атома углерода в каждом соединении.



Углеводороды	Число гибридных орбиталей одного атома углерода, участвующих в образовании сигма-связей
H_3C-CH_3 этан	X
$H_2C=CH_2$ этилен	Y
$HC \equiv CH$ ацетилен	Z

Задача 2. На основе таблицы определите X, Y и Z.

Решение: Надо написать над атомами углерода формы гибридизации и сложить гибридные орбитали. При sp^3 -имеются – 4, при sp^2 - – 3, при sp - 2 гибридные орбитали. В таком случае:



Углеводороды	Число гибридных орбиталей в молекуле
H_3C-CH_3	X
$H_2C=CH_2$	Y
$HC \equiv CH$	Z

Число негибридизированных орбиталей, участвующих в образовании связей в углеводородах типа C_xH_y , равно двухкратной сумме количества водорода в его молекуле и π -связей. Потому что каждую π -связь образуют две негибридизированные p-орбитали.

Задача 3. На основе таблицы определите X, Y и Z.

Решение: Как мы знаем, число негибридизированных орбиталей, участвующих в образовании связей, вычисляется по формуле.

$$N_{\text{(негibr.orb.)}} = N(H) + N(\pi) \cdot 2. \text{ Тогда}$$

$$X = N(H) = 6$$

$$Y = N(H) + 1(\pi) \cdot 2 = 4 + 2 = 6;$$

$$Z = N(H) + 2(\pi) \cdot 2 = 2 + 4 = 6$$

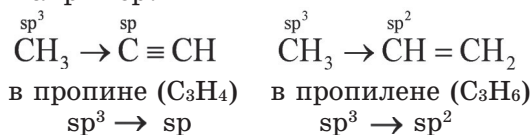
Углеводороды	Число негибридизированных орбиталей, участвующих в образовании связей
H_3C-CH_3	X
$H_2C=CH_2$	Y
$HC \equiv CH$	Z

Таким образом, теория гибридизации орбиталей атома способствует правильному пониманию структуры неорганических и органических соединений, а также направленности ковалентной связи.

Энергия 2s-орбитали меньше энергии 2p-орбитали. Вот почему чем больше доля s-орбитали в гибридной орбитали, тем меньше будет энергия гибридной орбитали и эта орбиталь будет более стабильной: $E(sp) < E(sp^2) < E(sp^3)$

Вследствие этого, если связь образуется за счет перекрывания двух гибридных, например, sp^3-sp^2 , sp^3-sp орбиталей, в таком случае происходит смещение электронной плотности от орбитали с высокой энергией к орбитали с низкой энергией.

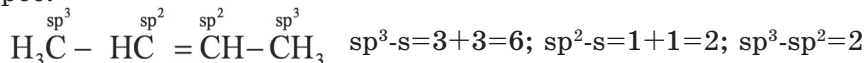
Например:



Во всех органических веществах число сигма-связей sp^3-s , sp^2-s , $sp-s$ равно числу атомов водорода, соединенных к углероду, находящемуся в соответствующем состоянии гибридизации.

Задача 4. Определите число связей sp^3-s , sp^2-s , sp^3-sp^2 в молекуле $H_3C-CH=CH-CH_3$.

Решение: Записав над каждым углеродом в соединении его гибридизованную форму, далее следует в вышеуказанном порядке ответить на вопрос.



Проверка знаний и способностей

1) Что называют гибридизацией?

2) Определите X, Y, Z и T.

Вещество	В молекуле			N(σ) общее
	N(гибрид. орб.)	N(sp^2-sp^2) (σ -связь)	N(sp^2-s) (σ -связь)	
$H_2C=CH-CH=CH_2$	X	Y	Z	T

3) Определите сумму $a+b+c$.

Углеводороды	Число негибридизированных орбиталей, участвующих в образовании связей
$H_3C-CH_2-CH_3$	a
$H_2C=CH-CH_3$	b
$HC \equiv C-CH_3$	c

4) Какие выражения верны для вещества $H_2C=CH-CH=CH_2$?

- | | |
|--|-------------------------------------|
| 1) N(гибрид. орб.) в молекуле = 12 | 4) N(поляр. связь) в молекуле = 6 |
| 2) N(негибрид. орб.) = 10 | 5) N(поляр. связь) в молекуле = 8 |
| 3) N(σ_{sp^2-s}) в молекуле = 8 | 6) N(неполяр. связь) в молекуле = 5 |

5) Определите соответствие.

- | | |
|------------------------------|---|
| 1) с линейным строением | Вещества |
| 2) со строением в форме угла | a) CH_4 b) CO_2 c) H_2O d) C_2H_2 e) NH_3 |

6) В молекулах каких веществ имеется одинаковое количество гибридных орбиталей?

- a) H_2O b) $HC \equiv CH$ c) $H_2C=CH_2$ d) NH_3 e) CH_4

7) Расположите заданные вещества по мере возрастания их валентных углов.

- a) H_2O b) CH_4 c) NH_3 d) $HC \equiv CH$ e) $H_2C=CH_2$

8) Определите соответствие.

Геометрическая форма молекулы вещества в пространстве

- 1) треугольная 2) тетраэдрическая 3) линейная

Вещества

- a) CH_4 b) $BeCl_2$ c) C_2H_2 d) $AlCl_3$ e) NH_3 f) BF_3



9) Определите соответствие.

Число атомов в молекуле, находящихся в sp^2 гибридизованном состоянии

1) 2

2) 4

3) 0

Вещества

a) H_2O b) $H_2C = CH_2$

c) $H_2C = CH - CH = CH_2$

d) NH_3 e) $HC \equiv C - CH = CH_2$

10) Определите сумму гибридных и негибридных орбиталей, участвующих в образовании связей в молекуле вещества $H_2C = CH - CH = CH_2$.

11) Выберите вещества, имеющие треугольную геометрическую форму в пространстве.

1) H_2O 2) BCl_3 3) NH_3 4) $AlCl_3$ 5) CH_4

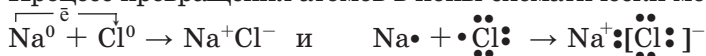
12) В молекулах каких веществ содержится одинаковое число гибридных орбиталей?

1) NH_3 2) H_2O 3) C_2H_4 4) C_2H_2 5) H_2S

31. Ионная связь

Ионная связь образуется в результате взаимодействия атомов элементов с резко отличающимися электроотрицательностями. При этом электроны почти полностью перемещаются от атомов элементов с меньшей электроотрицательностью к атомам элементов с большей электроотрицательностью. Атомы, отдающие свои валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы, принимающие эти электроны—в отрицательно заряженные ионы. Ионы—это заряженные частицы. Ионы образуются в результате отдачи или присоединения электронов атомами. Положительно заряженные ионы называются **катионами**, а отрицательно заряженные ионы — **анионами**. Катионы в основном образуются от металлов и ионов аммония. Неметаллы в одинокую не образуют катионов (кроме H^+).

Процесс превращения атомов в ионы схематически можно выразить так:



Значит, молекула хлорида натрия состоит из ионов натрия (Na^+) и хлорид-ионов (Cl^-).

Из курса физики известно, что положительно и отрицательно заряженные ионы взаимно притягивают друг друга. Следовательно, между положительно и отрицательно заряженными ионами (в нашем примере это ионы натрия Na^+ и хлорид-ионы Cl^-) существуют взаимные силы притяжения.

Химическая связь, образованная между ионами в результате действия электростатических сил притяжения, называется ионной связью.

Полученное при этом соединение носит название *ионного* или *гетерополярного* соединения. Типичная ионная связь возникает в солях между типичными металлами (щелочные и щелочноземельные металлы) и галогенами. Ионная связь также создается в солях кислородсодер-



жащих кислот и в щелочах (например, NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , между атомами металлов и атомами кислорода (остальные связи ковалентные полярные)).

В солях образованных щелочными металлами с одинаковыми галогенами (сверху вниз), по мере возрастания порядкового номера металла ионная связь усиливается, что объясняется активностью металла (например, в ряду LiF , NaF , KF , RbF , CsF). В различных галогенидах одних и тех же металлов (справа налево) по мере возрастания порядкового номера галогена ионная связь ослабляется (например, NaF , NaCl , NaBr , NaI). Это объясняется ослаблением окислительных способностей (неметаллических свойств) галогена. В солях аммония также между ионом аммония (NH_4^+) и кислотным остатком существует ионная связь.

В соединениях с ионной связью число ионных связей равно произведению числа катионов на валентность.

В солях, в составе которых содержится кислород и ион аммония, в том числе и в основаниях имеются как ионная, так и полярная ковалентная связи. В основаниях число полярных ковалентных связей равно числу гидроксильных групп.

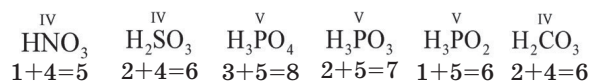
Вещества	Число ионных связей в молекуле	Число полярных ковалентных связей в молекуле
$\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\overset{\text{IV}}{\text{NO}_3})_3$	3	$3 \cdot 4 = 12$
$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_2(\overset{\text{VI}}{\text{SO}_4})_3$	$2 \cdot 3 = 6$	$3 \cdot 6 = 18$
$\overset{\text{I}}{\text{Na}}_2\overset{\text{VI}}{\text{SO}_4}$	$2 \cdot 1 = 2$	6
$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{V}}{\text{H}_2\text{PO}_4})_2$	$2 \cdot 1 = 2$	$2 \cdot (5 + 2) = 14$
$(\overset{\text{I}}{\text{NH}_4})_3\overset{\text{V}}{\text{PO}_4}$	$3 \cdot 1 = 3$	$3 \cdot 4 + 5 = 17$
$\overset{\text{II}}{\text{Cu}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})\text{Cl}$	$1 \cdot 2 = 2$	1

В нормальных и двойных солях число полярных ковалентных связей равно произведению валентности кислотообразующего элемента на число кислотного остатка.

В кислых солях число полярных ковалентных связей равно произведению суммы количества водорода в кислотообразующем элементе и относящегося к количеству кислоты, замещаемого металлом, водорода на индекс кислотного остатка. В основных солях же — равно сумме количества гидроксильных групп и произведения валентности кислотообразующего элемента на его индекс.

В солях и щелочах число полярных ковалентных связей более точно поясняется их графическими формулами.

Число же полярных ковалентных связей в молекуле кислородсодержащих неорганических кислот равно сумме валентности кислотообразующего элемента и числа атомов водорода относящихся к основности кислоты.



В соединениях с ионной связью кристаллы состоят не из молекул, а из множества противоположно заряженных ионов. И поэтому для ионных соединений молекулярные формулы носят условный характер. Лишь при высокой температуре, когда вещество с ионной связью переходит в газообразное состояние, оно бывает молекулярного характера (KCl, NaCl).

Если разница в электроотрицательности элементов в соединениях больше 1,7, то это соединение с ионной связью, а если меньше — с ковалентной связью.

Резкой границы между ионной и ковалентной связями не существует. Неполарная ковалентная, полярная ковалентная и ионная связи различаются лишь по степени поляризации общих электронных пар. Ионную связь рассматривают как предельную или граничную форму ковалентной полярной связи:

Вещества с неполярной ковалентной связью: H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 и др.

Вещества с полярной ковалентной связью: HF, HCl, HBr, HI, CO_2 , PH_3 , NH_3 и др. **кислоты.**

Вещества с ионной связью: Me_xO_y ($Me \Rightarrow Li, Na, K, Ca, Ba$ и др.), щелочи, соли и др.

Соединения с ионной связью отличаются от соединений с ковалентной связью по ряду свойств.

Соединения с ионной связью хорошо растворяются в полярных растворителях, распадаются на ионы, легко вступают в химические реакции, образуют ионные кристаллы, которым присущи высокие температуры плавления и кипения. Расплавы ионных соединений проводят электрический ток.

Проверка знаний и способностей

1) Что такое ионная связь?

2) Определите соответствие.

Вид связи в молекуле вещества

1) неполярная ковалентная связь 2) полярная ковалентная связь 3) ионная связь

Вещества

a) NaCl b) S_8 c) H_2O d) KI e) CO_2 f) P_4 g) Na_2O

3) Определите отношения между a, b, c и d.

Вещества	Число полярных ковалентных связей в молекуле	A) $a > c > b > d$	B) $a > b > d > c$
$Al_2(SO_4)_3$	a	C) $b > c > a > d$	D) $b > d > a > c$
$Ca(HSO_4)_2$	b	E) $c > a > b > d$	
NaH_2PO_4	c		
$Ca(HCO_3)_2$	d		

4) Какие заряженные частицы в бинарных соединениях (двухэлементных соединениях) могут образовать как ионную, так и полярную ковалентную связь?

1) Na^+ 2) S^{2-} 3) S^{+6} 4) P^{3-} 5) Ca^{2+} 6) N^{3-}

5) Определите соответствие.

Связи в молекуле вещества

- 1) в основном ионная
- 2) в основном полярная ковалентная
- 3) как ионная, так и полярная ковалентная



Веществаa) H_3PO_4 b) NH_4Cl c) NaF d) H_2SO_4 e) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ **6) В каком ряду даны вещества только с ионной связью?**

- a) NaCl , HCl , CaCl_2 b) KCl , MgBr_2 , CuCl_2
c) H_2O , HCl , PH_3 d) Na_2O , P_2O_5 , H_2O

7) Расположите нижеприведенные вещества в порядке возрастания числа полярных ковалентных связей в молекуле.

- 1) H_2O 2) HCl 3) CH_4 4) NH_3 5) H_2CO_3

8) Расположите нижеприведенные вещества в порядке возрастания числа ионных связей.

- 1) Na_3PO_4 2) NaCl 3) Na_2SO_4 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

9) В молекуле какого вещества наибольшее число полярных ковалентных связей?

- a) NH_4Cl b) Na_3PO_4 c) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ d) Na_2SO_4

10) Какой вид связи может образовать ион S^{2-} в бинарных соединениях?

- 1) ионную 2) неполярную ковалентную 3) полярную ковалентную

11) Какой вид связи может образовать частица S^{+6} в соединениях?

- 1) неполярную ковалентную 2) полярную ковалентную 3) ионную

32. Металлическая и водородная связи

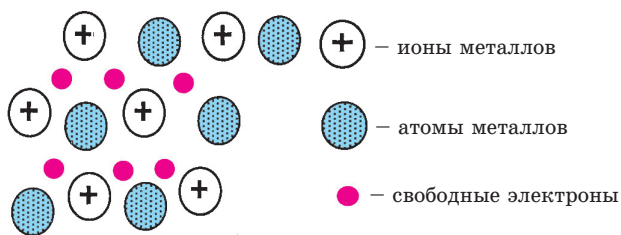


Рис.15. Металлическая связь в металлической решетке

Связь, образованную в результате взаимодействия относительно свободных электронов с ионами металлов, называют металлической связью (рис. 15).

Сущность процесса образования металлической связи состоит в следующем:

атомы металлов легко отдают свои валентные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы. Относительно свободные электроны, оторвавшись от атомов, движутся между положительными ионами металлов, образуя металлическую связь, т.е. электроны словно цементируют положительные ионы кристаллической решетки металлов.

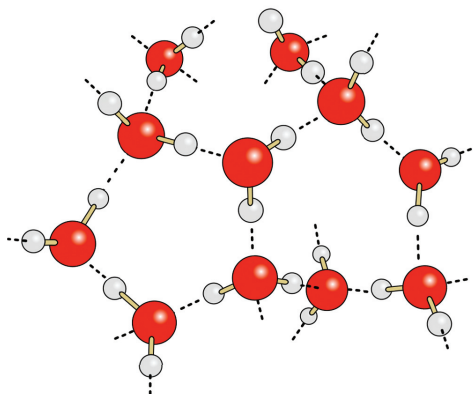
Благодаря металлической связи металлы обладают рядом свойств:

1) Металлы твердые (кроме Hg); 2) Они пластичны, их можно ковать и сделать плоскими; 3) Обладают металлическим блеском, т.е. отражают лучи света; 4) Хорошо проводят электричество и теплоту. При подключении металлов к электрическому току электрический поток, создающий металлическую связь, приобретает направленное движение.

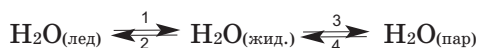
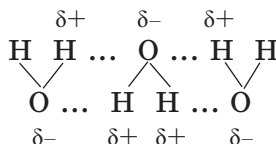


Водородная связь. Связь, образованная между атомом водорода одной молекулы и атомом более сильного электроотрицательного элемента (O, N, F) другой молекулы, называют *водородной связью*.

Возникает вопрос: почему именно водород образует такую специфическую химическую связь? Это объясняется слишком малым радиусом атома водорода. Кроме того, атом водорода при отдаче или перемещении его единственного электрона становится положительно заряженным. За счет этого водород одной молекулы взаимодействует с находящимися в составе других молекул (HF, H₂O) атомами электроотрицательных элементов с частично отрицательным зарядом.



Рассмотрим некоторые примеры. Обычно состав воды мы выражаем формулой H₂O. Однако это не совсем точно. Гораздо правильнее было бы выражать состав воды формулой (H₂O)_n, где n=2, 3, 4 и т.д. Объясняется это тем, что отдельные молекулы воды связываются между собой посредством водородных связей. Водородную связь принято отмечать тремя точками. Она значительно слабее ионной и ковалентной связей, однако намного сильнее обычного межмолекулярного взаимодействия.



При 1 и 2 превращениях водородная связь сохраняется, при третьем состоянии — разрывается, а при четвертом — восстанавливается. Увеличение объема воды при понижении температуры (т.е. объем льда бывает больше объема жидкой воды одинаковой массы, а плотность — меньше) объясняется наличием водородной связи. Это связано с тем, что при понижении температуры происходит процесс увеличения молекул и в результате их «упаковочная» плотность уменьшается.

При переходе того или иного вещества, образующего водородную связь, из жидкого состояния в газообразное состояние, водородная связь разрывается, а в обратном процессе — вновь восстанавливается.

Одна из причин того, что фтористая кислота является слабой кислотой, заключается в связанности друг с другом молекул HF посредством водородной связи. Вот почему действительная формула фтористой кислоты следующая: (HF)_n.

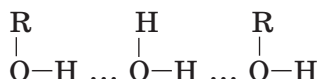


Органические вещества, в молекулах которых имеется гидроксильная группа (ОН), также образуются при помощи водородной связи.

Например, температура кипения спиртов ($R-OH$) больше чем у углеводородов (C_xH_y) с одинаковыми молярными массами. Это также объясняется образованием водородной связи между молекулами спиртов.

Температура кипения спиртов повышается в результате увеличения их молекул за счет водородной связи.

В водном растворе спирта образуется нижеприведенная водородная связь.



Органические соединения типа RNH_2 , R_2NH , R_3N могут образовывать водородную связь. R — углеводородный радикал, например, $-CH_3$, $-C_2H_5$, $-C_6H_5$ и др.

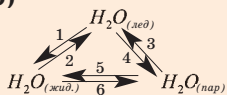
Органические соединения, в молекулах которых содержится группа $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -C-OH \end{array}$, также образуют водородную связь. Температура кипения органического соединения, образующего водородную связь, всегда выше, чем у органического соединения с одинаковой молярной массой, но не образующего водородную связь.

Водородная связь может быть как межмолекулярной, так и внутримолекулярной. В качестве примера межмолекулярной водородной связи можно привести воду, HF , вещества типа RNH_2 . Внутримолекулярная водородная связь имеет особое значение при образовании пространственного строения белков. Более подробно вы узнаете об этом при изучении раздела о белках в XI классе.

Проверка знаний и способностей

- 1) Что такое металлическая связь?
- 2) Как образуется водородная связь?
- 3) Какими свойствами обладают металлы благодаря металлической связи?
- 4) Какие вещества могут образовывать водородную связь?
1) H_2O 2) H_2S 3) CH_3OH 4) HCl 5) HF 6) CH_3NH_2

5)



В каких веществах водородная связь разрывается, а в каких вещества — сохраняется?

- 6) Между какими элементами и водородом может образоваться водородная связь в соединении?

1) Ca 2) F 3) S 4) O 5) P 6) N



7) Между молекулами каких веществ может образоваться водородная связь?

- 1) HF 2) CO₂ 3) H₂O 4) NaCl 5) C₂H₅OH

8) Начертите возможные схемы водородных связей, которые могут образоваться в водном растворе растворимого в воде вещества типа R—ОН.

9) Почему действительная формула фтористой кислоты — (HF)_n?



На каких этапах водородная связь разрывается, а на каких сохраняется?

11) Почему действительная формула воды — (H₂O)_n?

33. Типы кристаллических решеток

Кристаллические и аморфные вещества. При механическом раздроблении кусочка хлорида натрия или другого твердого вещества образуются кристаллы определенной формы. Такие вещества называют *кристаллическими веществами*.

Однако существуют и такие твердые вещества (стекло, куски смолы), которые при раздроблении под действием удара образуют осколки неопределенной формы. Такие вещества называют *аморфными*, т.е. *бесформенными веществами*.

Можно подумать, что частицы (ионы, атомы, молекулы), образующие кристаллические вещества, расположены в одном направлении, и к тому же, близко друг к другу. Было установлено, что в большинстве кристаллических веществ, например, в графите, атомы углерода на одной плоскости расположены близко друг к другу, а на разных плоскостях — на отдаленном друг от друга расстоянии. На тех плоскостях, где атомы углерода находятся далеко друг от друга, графит легко расщепляется на чешуйки. Свидетельством тому являются оставленные карандашом следы на бумаге (чешуйки графита). Хлорид натрия и другие кристаллические вещества также проявляют подобные свойства.

В кристаллических веществах ионы, атомы и молекулы расположены в строгом порядке на определенном расстоянии друг от друга. Такое закономерное расположение частиц (ионов, атомов и т.д.) в кристаллических веществах подобно строению решеток с чередующимися узлами, откуда и получило свое название — «кристаллическая решетка».

Если все частицы отметить точками и соединить их пересекающимися прямыми линиями, то получится кристаллическая решетка. Каждую точку, принятую за частицу вещества, условно называют *узлом кристаллической решетки*. В зависимости от того, какие частицы



расположены в узлах кристаллической решетки, различают 4 типа кристаллической решетки – *ионная, атомная, молекулярная и металлическая*.

В отличие от кристаллических веществ, в аморфных веществах частицы расположены неупорядоченно.

Ионные кристаллические решетки. Кристаллические решетки, в узлах которых содержатся соединенные ионными связями положительно и отрицательно заряженные ионы, называются *ионными кристаллическими решетками*. Типичными представителями соединений в виде ионных кристаллических решеток являются главным образом соли. Например, NaCl, KCl, NaBr, KBr, Na₂CO₃, Na₂SO₄ и др.

Соли состоят не из молекул, а из отдельных ионов. Химическая формула солей выражает их условную молекулярную формулу.

Из-за сильного притяжения между ионами в ионных соединениях эти вещества отличаются относительной тугоплавкостью, малой летучестью и определенной твердостью.

Атомные кристаллические решетки. Кристаллические решетки, в узлах которых содержатся отдельные атомы, связанные друг с другом ковалентной связью, называются *атомными кристаллическими решетками*.

В атомных кристаллических решетках атомы, как и ионы, располагаются в пространстве в различных положениях, образуя в результате различной формы кристаллы. Например, в узлах кристаллической решетки как алмаза, так и графита содержатся атомы углерода. Однако вследствие их различного расположения кристаллы алмаза обладают формой тетраэдра, а кристаллы графита – призмы (таблица 14).

Таблица 14

Аллотропические видоизменения углерода	Состояния гибридизации углерода	Химический состав	Тип кристаллической решетки	Строение кристаллической решетки
Алмаз	sp ³	Одинаковый (C)	Атомарный	тетраэдрическое
Графит	sp ²			слоистое
Карбин	sp			линейное

Примерами веществ, образующих кристаллические решетки атомного типа, являются B, C, Si, SiC, SiO₂, красный и черный фосфор. Хотя SiC и SiO₂ обладают атомной кристаллической решеткой, связь между их атомами образована посредством полярной ковалентной связи.

Так как в атомных кристаллических решетках этих веществ ковалентные связи между атомами обладают прочностью, для них характерны большая твердость и высокая температура плавления.

Молекулярные кристаллические решетки. Кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные молекулы, называют *молекулярными кристаллическими решетками*. Кристаллические решетки молекулярного типа образуются молекулярными веществами.



В молекулярных кристаллических решетках веществ с неполярными ковалентными связями (H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8) связи между молекулами создаются лишь слабыми межмолекулярными силами. В веществах с неполярной ковалентной связью межмолекулярное притяжение слабое. Вследствие этого они обладают очень низкой температурой плавления.

В кристаллических решетках веществ с полярной ковалентной связью (кроме SiC и SiO_2) действуют межмолекулярные и электростатические силы притяжения.

Значит, только вещества, образованные посредством полярной ковалентной и неполярной ковалентной связи, создают молекулярную кристаллическую решетку. Например, H_2O , HCl , HBr , HI , CO_2 , HNO_3 , H_2SO_4 , большинство органических веществ и др.

Вещества, находящиеся при комнатной температуре в твердом состоянии и образованные только посредством ковалентной связи в обычных условиях имеют молекулярную кристаллическую решетку, а газообразные, жидкие вещества образуют молекулярную кристаллическую решетку лишь в определенных условиях. В качестве примера веществ с молекулярными кристаллическими решетками в обычных условиях можно привести белый фосфор (P_4), кристаллическую серу (S_8), H_3PO_4 , иод (I_2), HPO_3 , P_2O_5 , глюкозу ($C_6H_{12}O_6$), сахарозу ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Металлические кристаллические решетки. *Кристаллические решетки, в узлах которых содержатся отдельные атомы или ионы металлов, связанные общими электронами, называются металлическими кристаллическими решетками.* Большинство металлов (Na , Ca , Fe , Al , Cu и др.), а также сплавов образуют металлические кристаллические решетки.

Многие свойства металлов—электрическая проводимость, теплопроводность, ковкость и др. объясняются свободным движением электронов, образующих металлическую связь.

Некоторые физические свойства веществ зависят от типов кристаллических решеток. В этой связи существует такая закономерность: при известном строении веществ можно заранее предсказать их свойства, и наоборот, если известны свойства веществ, то можно определить их строение.

Закон постоянства состава веществ. *Любое чистое вещество молекулярного строения, независимо от места нахождения и способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.*

Вещества немолекулярного строения не всегда обладают постоянным составом. Их состав зависит от способа получения и условий. Понятие валентности, определяемой количеством ковалентных связей, действительно только при характеристике веществ с молекулярным строением. При рассмотрении веществ немолекулярного строения нужно применять понятие «степень окисления» (разъяснение дается в дальнейших темах). Вот почему для описания состава веществ немолекулярного строения использование понятий «структурная формула» и «молекула» — условно.



ГЛАВА V

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

34. Степень окисления

В соединениях с ионной связью валентные электроны металла полностью переходят к атомам неметалла. Металл становится положительно заряженным, а неметалл — отрицательно заряженным. В соединениях же с полярной ковалентной связью происходит процесс не полного перехода, а частичного смещения электронов. Неметаллы с высокой электроотрицательностью получают отрицательный, а неметаллы с низкой электроотрицательностью — положительный заряд. В таком случае указанные над химическими знаками элементов заряды носят условный характер. Эти условные заряды называются **степенью окисления**.

Значение степени окисления определяется числом электронов, перешедших или смещенных от атома данного элемента к атому другого элемента.

Степень окисления — условная величина. Хотя эффективные заряды хлора в HCl и NaCl исчисляются, соответственно, как $-0,18$ и $-0,87$, в каждом из этих соединений значение степени окисления хлора принято за -1 . Для определения степени окисления каждого элемента в соединениях, используются нижеприведенные данные. В таблице даны элементы с постоянной степенью окисления в соединениях.

Элементы	Степень окисления, проявляемая в соединениях
Li, Na, K, Rb, Cs	+1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn	+2
Al	+3
F	-1

Степень окисления у других элементов бывает переменной. Cl, Br, I лишь в соединениях с металлами (MCl_n) большинство органических соединений (например: CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4 и др.) имеют степень окисления -1 . В кислородсодержащих соединениях же степени окисления равны от $+1$ до $+7$ (например: HClO , NaClO , HClO_2 , NaClO_2 , HClO_3 , NaClO_3 , HClO_4 , NaClO_4 , Cl_2O_7 и др.).

Степень окисления водорода в его соединениях с металлами и кремнием равна -1 (например: SiH_4 , NaH , CaH_2 и др.), а во всех других соединениях $+1$. Вот почему в периодической таблице водород записан как в подгруппе 1A, так и в подгруппе VIIA.

Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1 (например: H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 и др.), в супероксидах $-1/2$ (KO_2), фтористых соединениях (OF_2 , O_2F_2) $+2$ и $+1$, во всех остальных соединениях -2 .

Степень окисления серы в сульфидах равна -2 . (например: H_2S , Na_2S , FeS , P_2S_3 , P_2S_5 , CS_2 и др.), а в других соединениях — от -1 до $+6$ (например: FeS_2 , SCl_2 , SO_2 , Na_2SO_3 , H_2SO_3 , SO_3 , SF_6 , H_2SO_4 , Na_2SO_4 и др.).

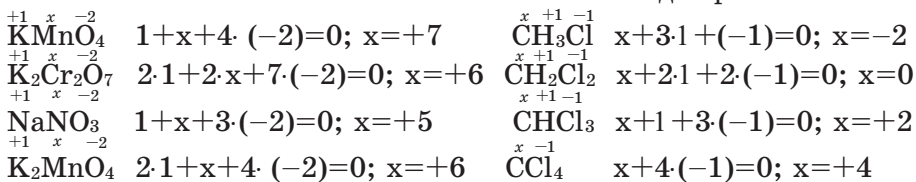


Степень окисления азота в его соединениях с металлами (например, в нитридах Na_3N , AlN , Ca_3N_2 и др.), аммиаке (NH_3), аминах типа RNH_2 , R_2NH , R_3N равна -3 , а в кислородсодержащих соединениях от $+1$ до $+5$ (например, N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 , HNO_2 , NaNO_2 , HNO_3 , NaNO_3 и др.).

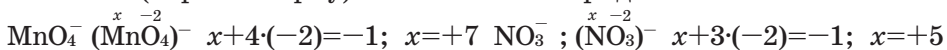
Степень окисления фосфора в его соединениях с металлами, фосфидах (например, Na_3P , K_3P , Ca_3P_2 , AlP и др.), фосфине (PH_3), равна -3 , а в других соединениях $+3$ и $+5$ (например, P_2S_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , PCl_5 , HPO_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 и др.). Углерод в своих соединениях может проявить степень окисления от -4 до $+4$ (CH_4 , Al_4C_3 , CaC_2 , CF_4 , CCl_4 и др.).

Степень окисления элементов в простых веществах всегда равна нулю.

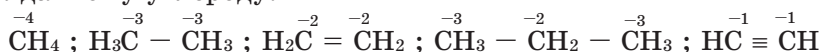
Алгебраическая сумма значений степени окисления элементов в сложных веществах всегда равна нулю. Следуя этому правилу, можно легко вычислить степень окисления любого химического элемента, если известны степень окисления других химических элементов в соединении. Незвестная степень окисления элемента всегда принимается за x .



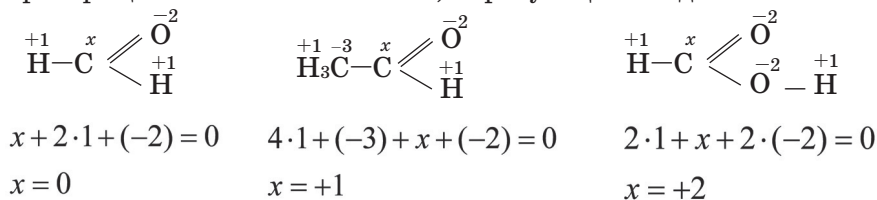
В сложных ионах алгебраическая сумма степеней окисления элементов равна заряду иона. Незвестная степень окисления элемента в сложном ионе принимается за x . Записав в скобках формулу иона, за скобками (справа сверху) отмечают его заряд.



В углеводородах типа C_xH_y степень окисления любого углерода равна отрицательному значению числа атомов водорода присоединенного к данному углероду.



Степени окисления элементов можно определить и по графической или структурной формуле соединений. Для этого следует различать электроотрицательности элементов, образующих соединения.

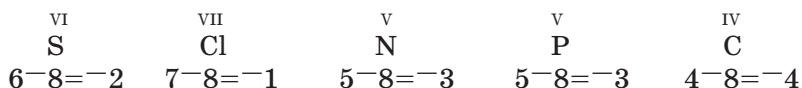


При использовании всех валентных электронов для образования химической связи атом проявляет самую высокую степень окисления.



У большинства элементов самая высокая степень окисления соответствует номеру группы, в которой данный элемент размещается (кроме F, O, Fe, Cu, Ag, Au).

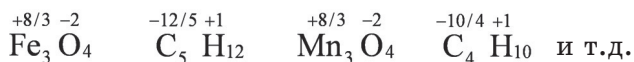
Для определения самой низкой степени окисления любого неметалла (кроме H и B) следует от номера группы, в которой он размещается, вычесть 8. Например:



Металлы никогда не проявляют отрицательной степени окисления. Самая низкая степень окисления у них равна нулю.

В большинстве случаев степень окисления элемента по своему численному значению совпадает с его валентностью. Но такое бывает не всегда. Например: углерод трехвалентный только в угарном газе (CO), во всех остальных соединениях он четырехвалентный. Кислород трехвалентный только в ионе гидроксония (H_3O^+) и угарном газе, во всех остальных соединениях он двухвалентный. В таких соединениях как Al_4C_3 , CO_2 , CCl_4 , CF_4 , CS_2 , численные значения степени окисления и валентности у углерода совпадают.

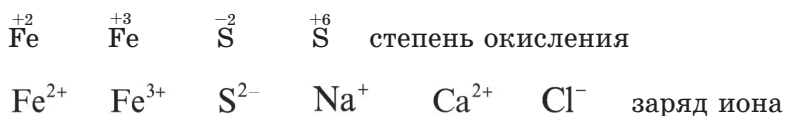
Степени окисления получают положительные, отрицательные и нулевые значения. При определении степени окисления посредством общего баланса отданных и полученных электронов ее среднее значение может быть выражено дробным числом. Например:



При разных степенях окисления атомов одного элемента в соединении степени окисления выражаются дробными числами. Среднее значение вычисляется способом электронного баланса. При определении степени окисления по структурной формуле степени окисления каждого атома вычисляются в отдельности. Вот почему она всегда выражается целым числом или равняется нулю. Например:



Значение степени окисления, в отличие от заряда иона, проставляется над химическим знаком элемента (вначале ставится знак заряда, а затем число). Например:



Проверка знаний и способностей

1) Какие элементы во всех соединениях проявляют постоянную степень окисления?

- 1) H 2) Na 3) Fe 4) Ca 5) Cl 6) F

2) Определите порядковые номера X и Y в ионе. (sO)

Ион	Общее число электронов в ионе
XO_4^{2-}	50
YO_4^{3-}	50

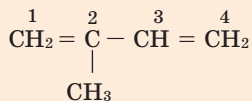
3) Определите значение n и m. ($_{17}\text{X}$, $_{6}\text{Y}$, sO)

Ион	Общее число электронов в ионе
XO_4^{n-}	50
YO_3^{m-}	32

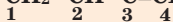
4) Определите сумму X+Y+Z.

Вещества	Степень окисления марганца в веществах
$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	X
KMnO_4	Y
MnO_2	Z

5) Определите сумму степеней окисления 1-го, 2-го, 3-го и 4-го углерода.



6) Определите в отдельности степени окисления атомов углерода в соединении $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$



7) Определите соответствие:

- | | | |
|----------------------|------------------------------|--|
| 1) степень окисления | a) $\overset{+2}{\text{Fe}}$ | b) $\overset{2+}{\text{Cu}}$ |
| 2) заряд иона | c) $\overset{+4}{\text{S}}$ | d) $\overset{3-}{\text{P}}$ e) $\overset{+5}{\text{Cl}}$ |



35. Окислительно-восстановительные реакции

Из курса VII класса вы знаете, что реакции соединения кислорода с веществами и горения веществ в кислороде являются реакциями окисления. Эти реакции могут быть частными случаями окислительно-восстановительных реакций. Более глубокие и обобщенные представления о данных процессах можно получить с помощью электронной теории. Сравним процессы получения оксида лития и фторида лития.

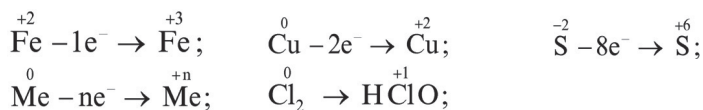


Из данных уравнений видно, что атом окисляющего элемента (лития) отдает свой валентный электрон, а атом восстанавливающего элемента (кислорода) присоединяет его к себе. Аналогичный процесс происходит во время взаимодействия лития с фтором. В общем виде эти процессы можно выразить следующим образом.

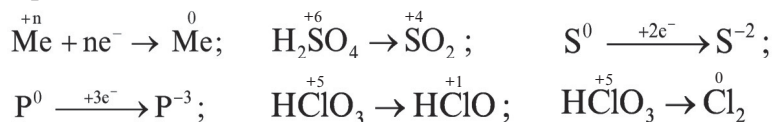
Процессы, происходящие в результате перехода или смещения (более распространенное явление) валентных электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью, называют окислительно-восстановительными реакциями.

Процесс отдачи электрона называют окислением, а процесс присоединения его к себе – восстановлением.

В процессе окисления степень окисления у элемента, изменяющего степень окисления, возрастает, а в процессе восстановления – уменьшается. Например, процесс окисления:



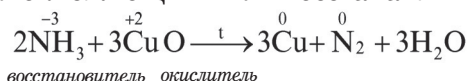
Процессы восстановления:



Атомы или ионы, присоединяющие к себе электроны, считаются окислителями, а отдающие электроны – восстановителями.

В окислительно-восстановительном процессе окислитель восстанавливается (получает электрон), а восстановитель окисляется (отдает электрон).

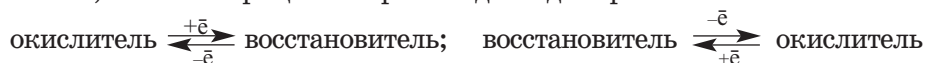
Так как окисляющие или восстанавливающие атомы или ионы находятся в составе определенных соединений, эти соединения также соответственно называются **окисляющими или восстанавливающими веществами.**



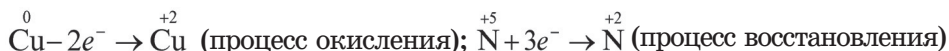
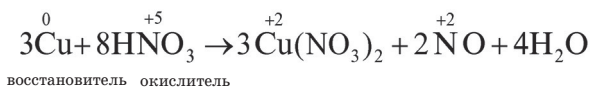
Реакции, протекающие с изменением степени окисления, называют окислительно-восстановительными реакциями. Современная электронная теория дает полное и всестороннее истолкование окислительно-восстановительных процессов. Согласно электронной теории изменения степеней окисления происходят вследствие перехода электрона от одного атома реагирующих веществ к другому и в итоге получается окислительно-восстановительная реакция. Следует отметить, что отдавать или принимать электроны могут не только атомы, но также нейтральные молекулы и ионы.

Электронная теория рассматривает процессы окисления и восстановления не каждый в отдельности, а в единстве. Согласно данной теории реакции, протекающие с отдачей или принятием электрона, называются окислительно-восстановительными реакциями.

Процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления и, наоборот, процесс восстановления сопровождается процессом окисления, т.е. эти процессы происходят одновременно:



В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. Отдача и получение электрона выражаются электронными уравнениями.



Если один и тот же элемент проявляет как положительную, так и отрицательную степени окисления, то численная разница их электронов равна в численном значении сумме их степеней окисления (знаки не учитываются).

Если элемент проявляет только положительные степени окисления, то численная разница его электронов равна разнице в его степенях окисления.

Численная разница для электронов N^{+5} и N^{+2} равна 3, для S^{+6} и S^{+4} равна 2, для P^{+5} и P^{+3} равна 2 и т.д.

Заряженные частицы	Численная разница электронов
$\overset{-1}{\text{Cl}}, \overset{+7}{\text{Cl}}$	8
$\text{N}^{+5}, \text{N}^{-3}$	8
$\text{S}^{-2}, \text{S}^{+6}$	8

Если один и тот же элемент проявляет несколько степеней окисления, то при минимальной степени окисления он может быть только восстановителем, а при максимальной степени окисления – только окислителем. В промежуточных значениях степени окисления атом может быть как окислителем, так и восстановителем. Металлы в соединениях всегда проявляют только положительную (+), фтор – только отрицательную (–), а другие неметаллы – как положительную (+), так и отрицательную (–) степени окисления.



В периодической системе в направлении слева направо по периодам окислительные свойства элементов возрастают, а восстановительные — ослабевают. И, наоборот, в направлении сверху вниз по группам восстановительные свойства элементов (способность отдавать электрон) возрастают, а окислительные свойства (способность получать электрон) ослабевают. В ряду активности металлов (от Li до Au) восстановительные свойства металлов ослабевают.

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Восстановительные свойства (химическая активность) ослабевают →

В этом ряду ни один из металлов до магния (Mg) не может вытеснить последующие за ними неметаллы из водного раствора их солей. Начиная с Mg каждый металл может вытеснить из водного раствора солей лишь те металлы, которые расположены после них (а расположенные до них металлы не может вытеснить). Т.е. каждый из этих металлов, вытесняя в растворе ион последующего за ним неметалла, восстанавливает его.

$X^0 + Y^{2+} \rightarrow X^{2+} + Y^0$; атом X^0 восстанавливает ион Y^{2+} или же ион Y^{2+} окисляет атом X^0 .

В соответствии с рядом активности металлов, в ряду ионов металлов окислительные свойства усиливаются.

⁺ ⁺ ²⁺ ⁺ ²⁺ ³⁺ ²⁺ ²⁺ ²⁺ ²⁺ ²⁺ ²⁺ ²⁺ ²⁺ ⁺ ²⁺ ²⁺ ⁺ ⁴⁺ ³⁺
Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

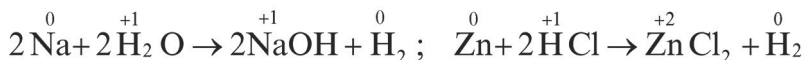
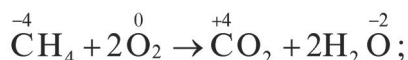
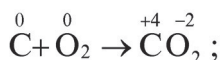
Окислительные свойства усиливаются →

В отрицательно заряженных ионах изменение восстановительных свойств происходит следующим образом.

S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , OH^- , SO_4^{2-}

Восстановительные свойства ослабевают →

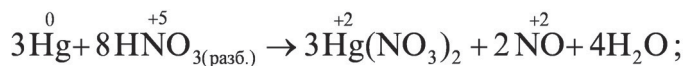
Все реакции горения и замещения всегда являются окислительно-восстановительными реакциями.



Реакции обмена (нейтрализации) никогда не бывают окислительно-восстановительными. Реакции соединения и разложения и могут, и не могут быть окислительно-восстановительными реакциями.

Существуют такие реакции, которые не относятся к реакциям соединения, разложения, обмена, замещения. Это — окислительно-восстановительные реакции. К таким реакциям относятся взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной HNO_3 , концентрированной H_2SO_4 , взаимодействие гидридов неметаллов с водой и др.





Проверка знаний и способностей

- 1) Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
- 2) Что такое процесс окисления?
- 3) Что такое процесс восстановления?
- 4) Поясните понятия «восстановитель» и «окислитель».
- 5) В каком ряду правильно дается ряд ослабления окислительных свойств катионов?

- | | |
|---|---|
| 1) Ag^+ , Fe^{2+} , Zn^{2+} | 2) Mn^{2+} , Al^{3+} , Hg^{2+} |
| 3) Au^{3+} , Cu^{2+} , Mg^{2+} | 4) Zn^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+ |

- 6) Расположите нижеприведенные анионы в порядке возрастания их восстановительных свойств.

- | | | | | |
|------------------|--------------------|-----------------|------------------|------------------|
| 1) Cl^- | 2) S^{2-} | 3) I^- | 4) Br^- | 5) OH^- |
|------------------|--------------------|-----------------|------------------|------------------|

- 7) Какие реакции всегда окислительно-восстановительные?

- | | | |
|--------------|---------------|------------------|
| 1) обмена | 2) горения | 3) соединения |
| 4) замещения | 5) разложения | 6) нейтрализации |

- 8) Какие выражения, согласно уравнению реакции $\text{X}^0 + \text{Y}^{2+} \longrightarrow \text{X}^{2+} + \text{Y}^0$ верные?

- a) ион Y^{2+} восстанавливает X^0 .
- b) X^0 окисляет ион Y^{2+} .
- c) ион Y^{2+} окисляет X^0 .
- d) X^0 восстанавливает ион Y^{2+} .

- 9) Ион Y^{2+} окисляет металл X, а ион Z^{2+} не может окислять металл Y. Согласно этому, укажите ряд возрастания активности металлов X, Y и Z.

- | | | | | |
|------------|------------|------------|------------|------------|
| a) X, Y, Z | b) X, Z, Y | c) Z, Y, X | d) Z, X, Y | e) Y, X, Z |
|------------|------------|------------|------------|------------|

- 10) Определите соответствие.

Свойства серы

- | | | |
|-----------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) окислитель | a) Na_2S | b) Na_2SO_3 |
| 2) восстановитель | c) Na_2SO_4 | d) H_2S |
| 3) и окислитель, и восстановитель | e) SO_2 | |

- 11) Расположите нижеприведенные катионы в порядке усиления их окисляющих способностей.

- | | | | | | |
|------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| 1) Ag^+ | 2) Mg^{2+} | 3) Cu^{2+} | 4) Cr^{2+} | 5) Au^{3+} | 6) Al^{3+} |
|------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|



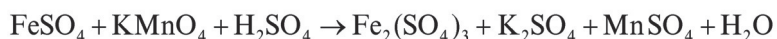
12) Расположите нижеприведенные анионы в порядке ослабления их восстанавливающих способностей.

- 1) Br^- 2) S^{2-} 3) OH^- 4) I^- 5) Cl^- 6) SO_4^{2-}

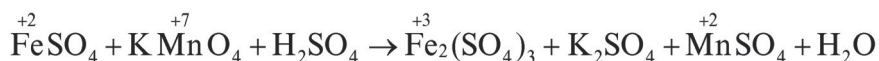
36. Составление окислительно-восстановительных реакций

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций в основном применяется метод электронного баланса. Данный метод основан на том, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединенных окислителем. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса приходит по следующим стадиям:

1) Записывается схема уравнения реакции. Т.е. отмечаются формулы реагирующих веществ, проставляется стрелка, а затем записываются формулы конечных продуктов реакции. Например:



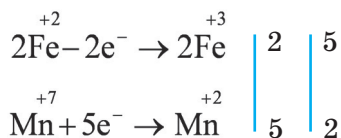
2) Над знаками элементов с меняющимися степенями окисления проставляются их степени окисления:



3) На основе элементов с меняющимися степенями окисления составляется электронный баланс. Если в правой и левой частях уравнения имеется разное число элементов с меняющимися степенями окисления в обеих частях есть индекс, то это обязательно должно быть учтено в электронном балансе.

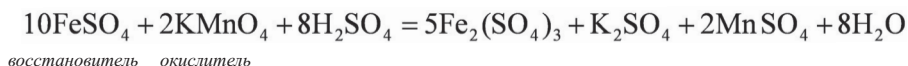


4) Число отданных и принятых электронов в электронном уравнении должно быть равным. В этих целях находят наименьшее краткое целое число отданных и принятых электронов и затем меняют их местами. Как в нашем примере:

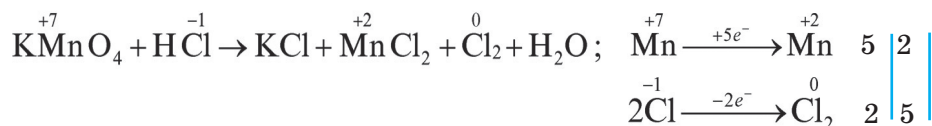


5) Найденные коэффициенты в электронном балансе, в первую очередь, записываются перед многоатомным простым веществом (если многоатомное простое вещество вступает в реакцию или является продуктом реакции, то его следует записать в электронном балансе как есть).

Если многоатомное простое вещество не участвует в реакции, тогда коэффициенты проставляются перед конечным продуктом реакции. Если различные элементы меняют степени окисления или же один и тот же элемент из одной степени окисления переходит в две разные степени окисления, то в электронном балансе найденные коэффициенты, в первую очередь, проставляются перед конечными продуктами реакции. Затем находятся коэффициенты других веществ. В нашем примере найденный в электронном балансе коэффициент 5 записывается перед $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, а коэффициент 2 – перед MnSO_4 и на основе этого находятся коэффициенты других веществ.



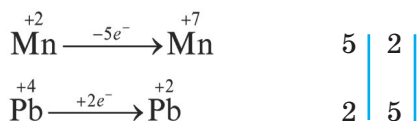
Приведем образец реакции с участием или получением многоатомного простого вещества.



Записав найденный коэффициент 5 перед Cl_2 , а коэффициент 2 – перед MnCl_2 , вычисляем коэффициенты других веществ.



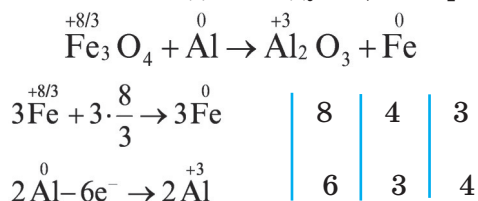
Существуют такие окислительно-восстановительные реакции, в электронном балансе которых найденный коэффициент невозможно записать перед конечным продуктом реакции. В таком случае этот коэффициент записывается не перед конечным продуктом, а перед образовавшим его исходным веществом. Например:



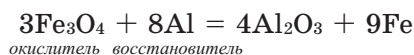
Найденный в балансе коэффициент 5 невозможно записать ни перед $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ни перед PbSO_4 . В таком случае, записав коэффициент 5 перед PbO_2 , а коэффициент 2 – перед HMnO_4 , можно определить коэффициенты других веществ.



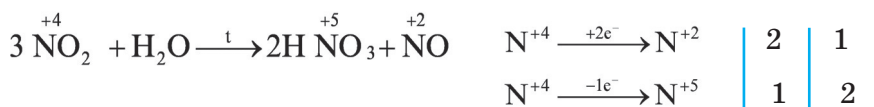
6) Если в окислительно-восстановительных реакциях степень окисления выражается дробным числом, в таком случае стехиометрические коэффициенты в уравнении находят следующим образом.



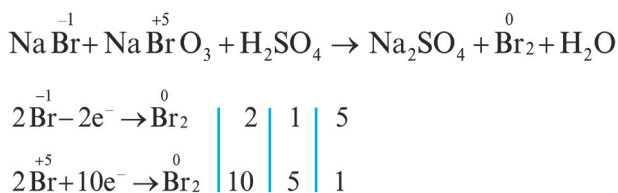
Поскольку найденный здесь коэффициент невозможно записать перед конечным продуктом (Fe), то он проставляется перед исходным веществом.



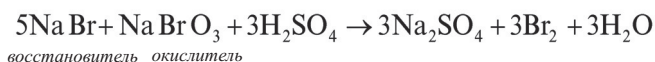
7) Приведем пример перехода одного и того же элемента из определенной степени окисления в две разные степени окисления. В этом случае также найденный коэффициент, в первую очередь, записывается перед конечным продуктом реакции.



8) Если один и тот же элемент переходит из двух различных степеней окисления в определенную степень окисления, то найденные в электронном балансе коэффициенты, в первую очередь, записываются перед исходными веществами. Например:



Записав коэффициент 5 перед NaBr, а 1 перед NaBrO₃, определяем коэффициенты других веществ.



Проверка знаний и способностей

1) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{FeSO}_4 + \text{NaClO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$, определите сумму коэффициентов окислителя и восстановителя.

2) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ и определите сумму коэффициентов.

3) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{CrCl}_3 + \text{NaOH} + \text{NaClO} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ и определите разницу между коэффициентами окислителя и восстановителя.

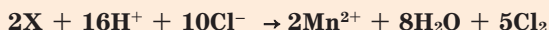
4) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ и определите сумму коэффициентов сложных веществ.

5) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ и определите сумму коэффициентов окислителя и продукта восстановления.

6) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ и определите разницу между коэффициентами окислителя и восстановителя.

7) Проставьте коэффициенты в уравнении $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ и определите сумму коэффициентов кислот.

8) Определите X в уравнении реакции



- a) MnO_4^- b) Mn_2O_3 c) MnO_2 d) MnO e) MnO_4^{2-}



Какие выражения верны?

- 1) S^{-2} окисляется
- 2) Cu^{2+} восстанавливается
- 3) N^{+5} окислитель
- 4) HNO_3 восстановитель
- 5) CuS окислитель

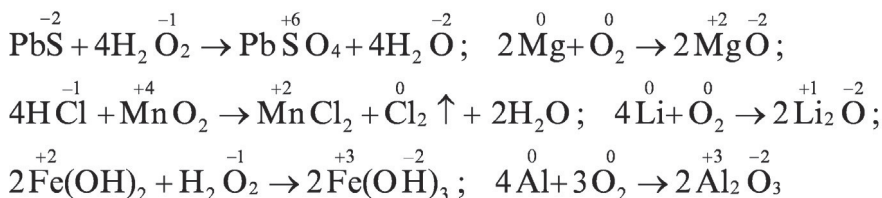
10) Определите сумму коэффициентов кислот в уравнении реакции.
 $\text{CH}_3\text{OH} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



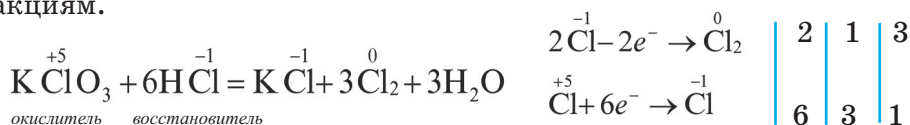
37. Типы окислительно-восстановительных реакций

Различают четыре типа окислительно-восстановительных реакций:

1) Межатомные или межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции. Межатомными или межмолекулярными окислительно-восстановительными реакциями называют такие реакции, в которых окислитель (принимаящий электрон) и восстановитель (отдающий электрон), будучи различными элементами, входят в состав отдельных веществ.



Если один и тот же элемент переходит из двух различных степеней окисления в две различные степени окисления, то такие реакции тоже относятся к межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям.

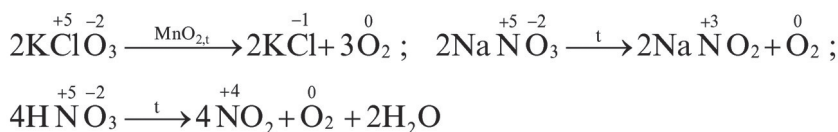


2) Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

В ряде случаев окислительно-восстановительный процесс протекает внутри одной молекулы, т.е. одна из составных частей молекулы выступает в качестве окислителя, а другая — в качестве восстановителя. Указанный частный случай окислительно-восстановительных реакций называют внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакцией.

Внутримолекулярными окислительно-восстановительными реакциями называют такие реакции, в которых окислитель и восстановитель, будучи разными элементами, входят в состав одного вещества.

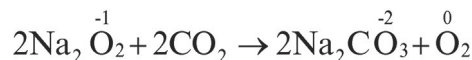
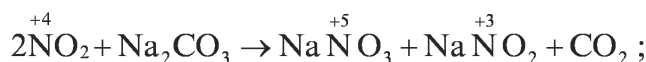
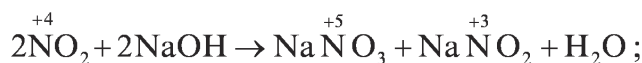
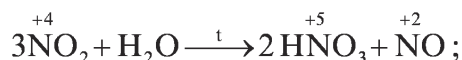
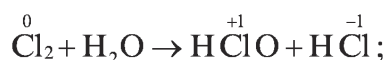
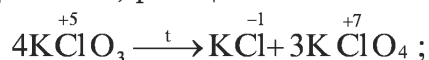
Соединения, подверженные внутримолекулярному окислительно-восстановительному процессу, обычно отличаются малой устойчивостью. Такие молекулы при условиях относительно высокой температуры легко подвергаются внутреннему окислительно-восстановительному процессу и распадаются:



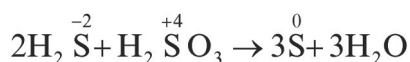
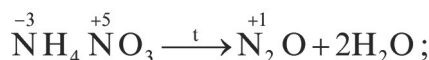
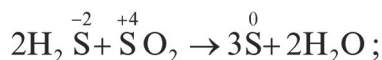
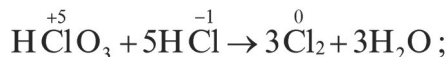
К данному типу окислительно-восстановительных реакций относятся реакции разложения всех нитратов (кроме NH_4NO_3 .)



3) Реакции диспропорционирования или самоокисления-самовосстановления. В некоторых простых (в основном неметаллы) и сложных веществах атомы одних и тех же элементов выступают как в качестве окислителя, так и в качестве восстановителя. В это время этот элемент переходит из одной и той же степени окисления переходит в две разные степени окисления. Такие реакции называют **реакциями диспропорционирования или самоокисления-самовосстановления**. Реакции диспропорционирования характерны для галогенов (Cl_2 , Br_2 , I_2) и халькогенов (S , Se , Te). К данному типу окислительно-восстановительных реакций также относятся реакции галогенов (Cl_2 , Br_2), NO_2 с водой и щелочами, реакции NO_2 с Na_2CO_3 , K_2CO_3 .



4) Реакции конмутации или антипропорционирования. В данных типах окислительно-восстановительных реакций атомы одних и тех же элементов, обладающие различными степенями окисления, превращаются в атомы с одинаковыми степенями окисления. В таком случае коэффициенты, найденные в электронном балансе, в первую очередь, записываются перед исходными веществами.



1) Определите соответствие.

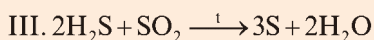
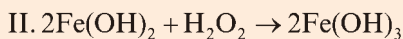
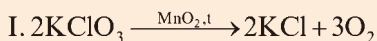
Типы окислительно-восстановительных реакций

- 1) межмолекулярная
- 2) внутримолекулярная
- 3) реакция диспропорционирования
- 4) реакция конмутации

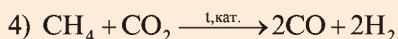
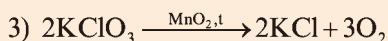
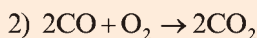
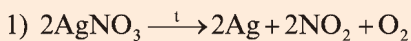
Реакции

- a) $2\text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$
- b) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
- c) $5\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- d) $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{\text{t}} 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- e) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t, кат.}} 2\text{SO}_3$
- f) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{t, кат.}} \text{CO} + 3\text{H}_2$

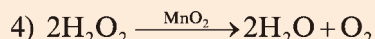
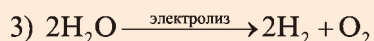
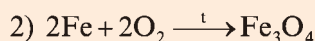
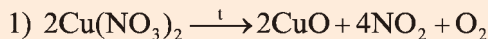
2) Определите типы окислительно-восстановительных реакций.



3) Выберите межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции:

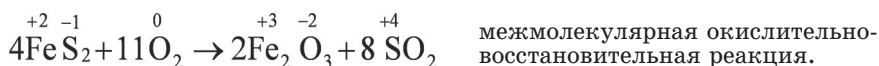


4) Какие реакции являются внутримолекулярными окислительно-восстановительными реакциями?



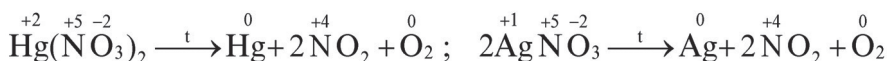
38. Частные случаи окислительно-восстановительных реакций

Если в окислительно-восстановительных реакциях более двух элементов меняют свои степени окисления, то это считается частным случаем окислительно-восстановительных реакций. При частных случаях окислительно-восстановительных реакций участвуют два окислителя и один восстановитель или же два восстановителя и один окислитель. При составлении электронного баланса таких реакций учитывается число атомов элементов, меняющих степень окисления лишь в составе исходного вещества и многоатомное простое вещество показывается так, как есть. Суммы принятых и отданных электронов определяются каждая в отдельности. Найденные в электронном балансе коэффициенты, в первую очередь, записываются перед исходными веществами и многоатомным простым веществом.



Разложение солей азотной кислоты — $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 также является внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакцией и относится к частному случаю окислительно-восстановительных реакций.

Восстановитель	${}^{+2}{}^{-}{}^{+3} \text{Fe} - 1e \rightarrow \text{Fe}$ ${}^{-1}{}^{-}{}^{+4} 2\text{S} - 10e \rightarrow 2\text{S}$	1 10	11	4
Окислитель	${}^0{}^{-}{}^{-2} \text{O}_2 + 4e \rightarrow 2\text{O}$	4	4	11



Примечание: В любой окислительно-восстановительной реакции продукт наиболее глубокого восстановления вещества с уменьшающейся степенью окисления является проявлением наименьшей степени окисления этого элемента. Например, продуктом наиболее полного восстановления концентрированной серной кислоты (H_2SO_4) является сероводород (H_2S).

При реагировании концентрированной серной кислоты H_2SO_4 с металлами сера восстанавливается и поэтому является окислителем. При реагировании с металлами как разбавленной, так и концентрированной азотной кислоты азот восстанавливается и поэтому становится окислителем. При вступлении в реакцию с металлами разбавленной серной кислоты выделяется H_2 , т.е. водород восстанавливается и становится окислителем. При взаимодействии любой кислоты с металлами кислота всегда бывает окислителем. При взаимодействии же кислот с сильными окислителями кислота становится восстановителем. Например:



Реакции, в которых кислоты являются окислителями	Реакции, в которых кислоты являются восстановителями
$\overset{0}{\text{Zn}} + 2\overset{+1}{\text{HCl}} \rightarrow \overset{+2}{\text{ZnCl}_2} + \overset{0}{\text{H}_2}$ $\overset{0}{\text{Mg}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{+2}{\text{MgSO}_4} + \overset{0}{\text{H}_2}$ $\overset{0}{3\text{Cu}} + 8\overset{+5}{\text{HNO}_3} \rightarrow 3\overset{+2}{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} + 2\overset{+2}{\text{NO}} + 4\overset{+2}{\text{H}_2\text{O}}$	$4\overset{-1}{\text{HCl}} + \overset{+4}{\text{MnO}_2} \rightarrow \overset{+2}{\text{MnCl}_2} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} + \overset{0}{\text{Cl}_2}$ $16\overset{-1}{\text{HCl}} + 2\overset{+7}{\text{KMnO}_4} \rightarrow 2\overset{+2}{\text{KCl}} + 2\overset{+2}{\text{MnCl}_2} + \overset{0}{5\text{Cl}_2} \uparrow + 8\overset{+2}{\text{H}_2\text{O}}$

В ряде случаев часть окислителя или восстановителя без изменений степени окисления превращается в продукты определенной реакции (образование соли и др.) Иногда при взаимодействии металлов с кислотами спрашивается, сколько моль кислоты восстанавливается или сколько моль тратится на образование соли. Прежде чем ответить на эти вопросы, следует проставить в этой реакции коэффициенты. Далее, вычитанием от коэффициента кислоты произведения от умножения коэффициента продукта восстановления на индекс восстановленного вещества можно вычислить, сколько молей кислоты превратилось в соль, или же, путем деления на коэффициент кислоты произведения от умножения коэффициента продукта восстановления на индекс восстановленного вещества и умножения на 100% узнать, сколько процентов было восстановлено.

Задача 1. На основе уравнения реакции



определите, сколько молей азотной кислоты превратилось в соль и сколько процентов подверглось восстановлению.

Решение: Продуктом восстановления азотной кислоты является NO, коэффициент которого составляет 2. Значит, из 8 молей азотной кислоты 2 моля было восстановлено, $8 - 2 = 6$ молей потрачено на образование соли и $(2/8) \cdot 100\% = 25\%$ подверглось восстановлению.

Задача 2. Определите, сколько молей серной кислоты, вступившей в реакцию, $4\overset{+6}{\text{Ca}} + 5\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}}_{4(\text{конц.})} \rightarrow 4\overset{-2}{\text{CaSO}_4} + \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} + 4\overset{+2}{\text{H}_2\text{O}}$, было потрачено на образование соли и сколько процентов подверглось восстановлению.

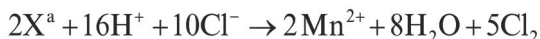
Решение: Коэффициент продукта восстановления (H_2S) равен 1. В таком случае, на образование соли потрачено $5 - 1 = 4$ моля, и $(1/5) \cdot 100\% = 20\%$ подверглось восстановлению.

Метод электронного баланса наиболее удобен при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в газообразной или твердой фазе, т.е. в гетерогенной системе. Данный метод не отражает реального состояния ионов в растворе (MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ и др.), роли находящихся в среде ионов OH^- и H^+ , а также молекул во-

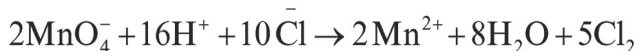


ды в окислительно-восстановительных реакциях. Более точно реальное состояние ионов в растворе показывает ионно-электронный метод, который будет изучен в курсе высшего учебного заведения.

Задание 3. Определите X^a в уравнении реакции.



Решение: Так как в правой части уравнения имеется $2Mn^{2+}$, то в составе X есть Mn . Поскольку в правой части имеется 8 атомов кислорода, то в составе X есть 4 атома кислорода. Сумма зарядов справа и слева должна быть равной. В таком случае, $2a + 16 + 10(-1) = 2 \cdot (+2)$; $a = -1$. Значит, это ион $X \Rightarrow MnO_4^-$.



Таким образом, определением типа окислительно-восстановительных реакций и последовательным соблюдением правил проставления коэффициентов можно очень легко составить самые сложные окислительно-восстановительные реакции.

Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Свойства, проявляемые кислотами в реакции

- 1) окислитель
- 2) восстановитель
- 3) ни окислитель, ни восстановитель

Реакции

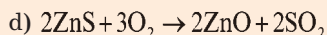
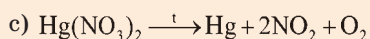
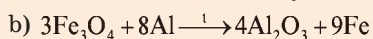
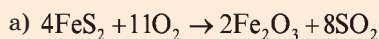
- a) $Pb(NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + 2HNO_3$
- b) $Zn + H_2SO_{4(разб.)} \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$
- c) $4Mg + 10HNO_{3(разб.)} \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$
- d) $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$
- e) $H_2SO_4 + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + 2H_2O$

2) Проставьте коэффициенты в уравнении $K + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow K_2SO_4 + H_2S \uparrow + H_2O$ и определите следующее.

- a) Сколько процентов (в молях) кислоты подверглось восстановлению
- b) Коэффициент окислителя
- c) Коэффициент восстановителя
- d) Сколько процентов (в молях) кислоты превратилось в соль
- e) Коэффициент соли с водой



3) Какие из нижеприведенных реакций составляют по правилам, относящимся к частным случаям окислительно-восстановительных реакций?



4) Определите вещества X, Y и Z.

Кислоты	Продукт наиболее глубокого восстановления при реагировании с металлами
HNO_3 (разб.)	X
HNO_3 (конц.)	Y
H_2SO_4 (конц.)	Z

5) Какие из нижеприведенных могут быть газами X, Y и Z.

Газы	Тип реакции с водой	
	Реакция соединения	Окислительно-восстановительная реакция
X	+	—
Y	—	+
Z	—	—

a) HCl

b) NO_2

c) SO_3

d) Cl_2

e) CO_2

f) F_2

6) Проставьте коэффициенты в уравнении

$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ и определите следующее.

1) Сколько процентов (в моль) кислоты превращено в соль

2) Коэффициент восстановителя

3) Сколько процентов (в моль) кислоты подверглось восстановлению

4) Коэффициент окислителя

5) Коэффициент соли с водой



ГЛАВА VI

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ГИДРОЛИЗ

39. Сущность процессов электролитической диссоциации

Электролиты и неэлектролиты. Используя прибор, изображенный на рисунке 16, можно изучить электрическую проводимость растворов веществ, относящихся к различным типам химической связи, и особенности растворимости этих веществ в воде. При вводе электродов прибора в сухую поваренную соль, а также в дистиллированную воду лампа не будет гореть. Значит, сухая поваренная соль и дистиллированная вода не проводят электрический ток. Но она загорится при вводе электродов в водные растворы натрия (NaCl), а также нитрата натрия (NaNO_3). Следовательно, водные растворы хлорида калия и нитрата натрия проводят электрический ток. Однако водные растворы сахара (сахароза — $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), глюкозы — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и спиртов (например, метиловый спирт — CH_3OH , этиловый спирт — $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и др.) не проводят электрический ток. Это подтверждается тем, что при погружении электродов прибора в растворы всех этих трех веществ лампы не загораются. На основании этих свойств вещества делят на две группы — электролиты и неэлектролиты.

Вещества, водные растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами. Примером электролитов являются растворимые в воде с ионной связью соли, щелочи и неорганические кислоты, кроме H_2SiO_3 , муравьиная кислота (HCOOH), уксусная кислота (CH_3COOH).

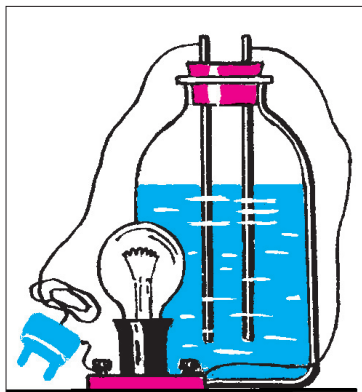


Рис. 16. Прибор для проверки электрической проводимости растворов

Вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами. Для этих веществ характерны спирты (CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), углеводы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), вещества с неполярной ковалентной связью (H_2 , O_2 , N_2 , O_3 , P_4 , I_2 и др.) или же вещества с малополярной ковалентной связью, а также нерастворимые в воде соли, основания (т.е. осадки и др.).

Механизм растворения в воде веществ с различным характером химической связи. Почему соли, щелочи и кислоты в водном растворе проводят электрический ток, а растворы сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) и спирта ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) не проводят? Чтобы ответить на этот воп-



Рис. 17. Механизм растворения хлорида натрия в воде:

- а) притяжение и действие полярных молекул воды на кристаллическую решетку хлорида натрия;
- б) образование гидратированных ионов натрия (обозначены бесцветными кружками).

рос, надо вспомнить, что свойства веществ определяются их строением. Например, строение кристаллов NaCl — хлорида натрия коренным образом отличается от строения молекул кислорода (O_2) и водорода (H_2).

Для понимания механизма растворения в воде веществ с ионной связью следует также знать, что в молекулах воды между атомами водорода и кислорода имеются ковалентные сильнополярные связи. Следовательно, молекулы воды полярны. Поэтому при растворении NaCl — хлорида натрия в воде молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительно заряженным ионам натрия Na^+ , а положительными полюсами — к отрицательно заряженным хлорид-ионам Cl^- . Связь между ионами соли ослабляется и кристаллическая решетка разрушается (рис. 17).

При растворении в воде веществ с ковалентной сильнополярной связью, например хлороводорода (HCl), изменяется характер химической связи. То есть под действием полярных молекул воды ковалентная полярная связь превращается в ионную и при этом процесс отщепления частиц протекает аналогично тому, как это показано на рисунке 17.

При расплавлении электролитов усиливаются колебательные движения частиц, что приводит к ослаблению связи между ними. А в результате разрушается кристаллическая решетка. Следовательно, при растворении солей, щелочей и кислот в воде и при расплавлении солей и щелочей они распадаются на ионы.

Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией.

Основные теоретические положения электролитической диссоциации дал в 1887 году

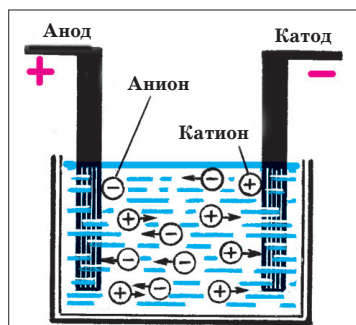
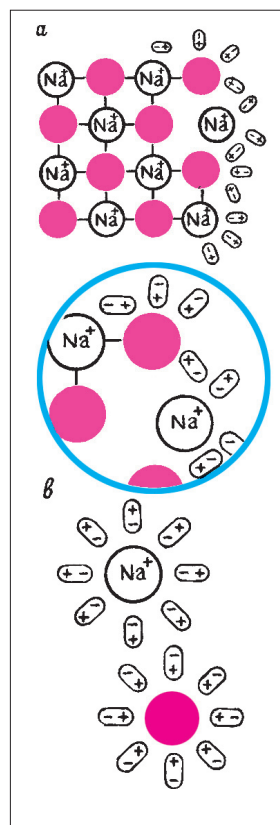


Рис. 18. Движение ионов при пропускании постоянного электрического тока через электролит



шведский ученый Сванте Аррениус. Современная теория электролитической диссоциации состоит из трех основных положений:

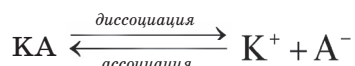
1) Электролиты в растворе и в расплаве распадаются (диссоциируют) на ионы, обладающие положительным или отрицательным зарядом



Ионы в растворе находятся в беспорядочном движении в разных направлениях.

2) Под воздействием электрического тока ионы движутся направленно: положительно заряженные ионы направляются к катоду, а отрицательно заряженные ионы — к аноду. Поэтому положительно заряженные ионы называются **катионами**, а отрицательно заряженные ионы — **анионами** (рис. 18).

3) Диссоциация — обратимый процесс: наряду с распадом молекул происходит также и соединение — ассоциация ионов.



Ионы и нейтральные атомы отличаются друг от друга как по строению, так и по свойствам. Например:

$_{11}\text{Na}^0 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Электронная формула атома натрия	$_{11}\text{Na}^+ 1s^2 2s^2 2p^6 $ Электронная формула иона натрия
$_{11}\text{Na}^0 (1) 2e^- 2) 8e^- 3) 1e^-$ Схема строения атома натрия	$_{11}\text{Na}^+ (1) 2e^- 2) 8e^-$ Схема строения иона натрия
Восстановитель	Окислитель

Атомы натрия легко отдают свои электроны $3s^1$ наружного электронного слоя. Вот почему его атомы в обычных условиях в воздухе окисляются, вступают в реакцию с водой и т.д. Ионы же натрия не отдают свои электроны, и поэтому не окисляются и не реагируют с водой.

Несмотря на все это, С.Аррениус не смог полностью раскрыть сущность процесса электролитической диссоциации. Он не учитывал роль молекул растворителя и полагал, что в водном растворе находятся свободные ионы.

Проверка знаний и способностей

- 1) Что называют электролитом? Приведите примеры.
- 2) Что называют неэлектролитами? Приведите примеры.
- 3) Определите соответствие
 - 1) электролиты
 - 2) неэлектролиты



Вещества

- a) BaSO_4 , AgCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ b) Na_2SO_4 , KCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
c) CaSO_4 , CuS , MgCO_3 d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_3PO_4 , K_2S
e) Na_2SiO_3 , K_2CO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ f) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$

4) Выберите ряды, где расположены только электролиты.

- 1) NaCl , HNO_3 , K_3PO_4 2) Ag_2SO_4 , AlPO_4 , PbSO_4 3) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, ZnSO_4 , MgCl_2
4) CaCO_3 , ZnS , Ag_3PO_4 5) PbCl_2 , MgCO_3 , CaSiO_3

5) При растворении в воде каких веществ меняется характер связи?

- 1) Na_2SO_4 2) HCl 3) KCl 4) HBr
5) NaNO_3 6) HI 7) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 8) CaCl_2

6) Что называют электролитической диссоциацией?

7) Определите соответствие.

Количество молей ионов, образовавшихся при полной диссоциации 1 моля веществ

- 1) 3 2) 5 3) 4

Вещества:

- a) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ b) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ c) FeCl_3 d) Na_2SO_4 e) Na_3PO_4 f) NaCl

8) Какие из нижеприведенных веществ – электролиты?

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 3) BaSO_4 4) K_2SO_4 5) AgCl

9) Выберите среди нижеприведенных веществ неэлектролиты.

- 1) NaCl 2) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 3) CH_3OH 4) Na_3PO_4 5) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

10) Определите соответствие.

- 1) катион a) SO_4^{2-} b) Ca^{2+} c) Cl^-
2) анион d) NH_4^+ e) MnO_4^-

11) 1 моль каких электролитов при полной диссоциации образует одинаковое количество ионов?

- 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 2) Na_3PO_4 3) FeCl_3 4) Na_2SO_4 5) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

12) Расположите электролиты в порядке возрастания числа катионов при полной диссоциации одинакового количества их молей.

- 1) Na_3PO_4 2) K_2SO_4 3) NaCl



40. Гидратная теория

Представления о процессе электролитической диссоциации в дальнейшем были развиты в трудах русских ученых Ивана Алексеевича Каблукова и Владимира Александровича Кистяковского. Чтобы понять сущность представлений этих ученых, хотя бы вкратце рассмотрим явления, которые происходят при растворении веществ в воде.

При растворении в воде твердого гидроксида калия КОН или концентрированной серной кислоты H_2SO_4 происходит явление сильного разогревания. Необходимо осторожно растворять серную кислоту, так как из-за повышения температуры часть воды испаряется и под давлением пара может выбросить кислоту из сосуда. Чтобы этого избежать, **серную кислоту тонкой струей наливают в воду (но не наоборот) при постоянном помешивании.**

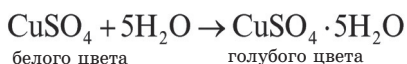
Если растворять аммонийную селитру (нитрат аммония) (NH_4NO_3) в тонкостенном стакане, поставленном на мокрую дощечку, то наблюдается столь сильное охлаждение, что стакан даже примерзает к ней. Почему при растворении веществ в воде в одних случаях наблюдается процесс разогревания, а в других — охлаждения? При растворении твердых веществ происходит явление разрушения их кристаллических решеток и распределения образующихся частиц между молекулами растворителя. При этом необходимая энергия поглощается извне. Значит, разрушение кристаллических решеток твердых веществ (солей, щелочей) при их растворении в воде — эндотермический процесс. Почему же при растворении некоторых веществ раствор разогревается?

Как вам известно, выделение теплот — это один из признаков химической реакции. Следовательно, **при растворении происходит и химическая реакция.** Например, молекулы серной кислоты реагируют с молекулами воды и образуются соединения состава $H_2SO_4 \cdot H_2O$ (моногидрат серной кислоты) и $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ (дигидрат серной кислоты). Иными словами, молекула серной кислоты присоединяет одну или две молекулы воды. Взаимодействие молекул серной кислоты с молекулами воды относится к реакциям гидратации, а вещества, которые при этом образуются, называются **гидратами**. Процесс же гидратации является экзотермическим.

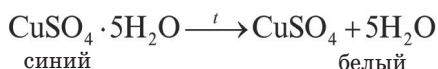
Из приведенных примеров становится ясно, что при растворении твердых веществ в воде происходят как физический, так и химический процессы. Если в результате гидратации выделяется больше энергии, чем ее тратится на разрушение кристаллической решетки вещества, растворение сопровождается разогреванием, если наоборот — охлаждением. Следовательно, **растворение — это физико-химический процесс.** Такое объяснение процесса растворения и природы растворов впервые было теоретически обосновано великим русским ученым Д.И. Менделеевым, и им была разработана **гидратная теория растворов.**



При выпаривании раствора вещество (щелочи, соли) обычно выделяется в виде кристаллов, содержащих химически связанную воду. Например, если к сульфату меди (II) (порошок белого цвета) прилить воду, то происходит процесс разогревания и получается раствор голубого цвета. При выпаривании воды выделяется кристаллическое вещество голубого цвета — медный купорос, имеющий состав $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.



При прокаливании медного купороса кристаллогидрат сульфата меди (II) происходит отщепление воды—дегидратация, выраженная в нижеследующем уравнении:



Кристаллические вещества, в состав которых входит химически связанная вода, называются кристаллогидратами, а воду, входящую в состав кристаллов, называют кристаллизационной водой.

Кристаллогидраты		Гидраты
$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	железный купорос	$H_2SO_4 \cdot H_2O$
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	природный гипс	$H_2SO_4 \cdot 2H_2O$
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	кристаллическая сода	
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	глауберова соль	
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	горькая соль	
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	медный купорос (синий камень)	

При изучении процессов гидратации нужно выяснить вопрос: с какими частицами реагирует вода?

И.А.Каблуков и В.А. Кистяковский независимо друг от друга предположили, что с молекулами воды реагируют ионы электролитов, то есть происходит гидратация ионов. Эта идея в дальнейшем подтвердилась. Так, например, было выяснено, что безводные ионы Cu^{2+} и SO_4^{2-} бесцветны также, как и безводный сульфат меди (II). Однако при растворении сульфата меди (II) в воде происходит процесс гидратации ионов. При выпаривании этого раствора образуются кристаллы. В узлах их кристаллических решеток находятся гидратированные ионы меди $Cu(H_2O)_4^{2+}$ с голубой окраской и бесцветные



Медный купорос (Синий камень)



гидратированные сульфат-ионы $(\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})^{2-}$. Оба иона образуют кристаллы медного купроса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Установлено также, что **при диссоциации молекул кислот получаются не свободные ионы водорода, а их гидраты — ионы гидроксония $(\text{H}_3\text{O})^+$ или оксоний.**

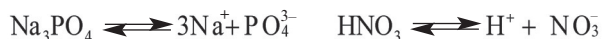
Например:



Растворение галогеноводородов, щелочей, концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 является экзотермическим, а растворение большинства солей — эндотермическим процессом.

В водном растворе всех неорганических кислот, кроме H_2SiO_3 , всегда присутствует ион гидроксония.

Поскольку в большинстве случаев число молекул воды, присоединенных в растворе к иону, неизвестно, уравнения процессов электролитической диссоциации в краткой форме можно записать так:



Проверка знаний и способностей

- 1) Кем были разработаны теоретические основы процесса гидратации?**
2) При растворении в воде каких веществ в растворе образуются ионы с донорно-акцепторной связью?

- | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|------------------|
| 1) Na_2SO_4 | 2) HNO_3 | 3) NaCl |
| 4) H_2SO_4 | 5) Na_2CO_3 | 6) HCl |
| 7) Na_3PO_4 | 8) HBr | |

- 3) Какие выражения верны для процесса растворения?**

- Растворение большинства солей — эндотермический процесс.
- Гидратация ионов — экзотермический процесс.
- Распространение ионов в растворе — физическое явление.
- Растворение в воде щелочей — экзотермический процесс.
- Растворение галогеноводородов — эндотермический процесс.

- 4) Определите соответствие.**

Вещества

- | | |
|-----------------------------|----------------------------|
| a) Na_2SO_4 | b) HCl |
| c) H_2SO_4 | d) K_3PO_4 |
| e) HNO_3 | f) K_2SO_4 |

Вещества	Тепловой эффект процесса растворения в воде
X	$Q < 0$
Y	$Q > 0$



5) Что такое кристаллогидрат?

6) Что называют кристаллизационной водой?

7) При нагревании 27,8 грамма кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ остается 15,2 грамма безводного твердого остатка. Определите x .

$$M_r(\text{FeSO}_4)=152; M_r(\text{H}_2\text{O})=18.$$

8) Определите n , если в кристаллогидрате $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ $N(\text{O})/N$ (общих атомов) = 3/7.

9) Вычислите массу (в граммах) 0,2 моля вещества, если соотношение суммы числа атомов водорода и кислорода кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ к общему числу атомов составляет 11/12.

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)=106 ; M_r(\text{H}_2\text{O})=18.$$

41. Диссоциация кислот и оснований

Все растворимые кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и кислотных остатков. С точки зрения теории электролитической диссоциации кислотам можно дать такое определение:

Кислоты — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода.

Одноосновные кислоты диссоциируют одноступенчато, двухосновные кислоты — двуступенчато, а трехосновные кислоты (H_3PO_4) — трехступенчато. Диссоциация двух и трехосновных кислот в основном происходит в первой стадии (ступени). При ступенчатой диссоциации каждая последующая ступень протекает более слабо (т.е. при ступенчатой диссоциации процесс диссоциации протекает все медленнее).

Основность кислот определяется числом катионов водорода, образующихся при полной диссоциации.

Диссоциация одноосновных кислот	Диссоциация двухосновных кислот	Диссоциация трехосновных кислот
$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	I. $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	I. $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	II. $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	II. $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
$\text{H}_3\text{PO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_2^-$	I. $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_3^-$	III. $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	II. $\text{H}_2\text{PO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_3^{2-}$	

Знак обратимости в процессе диссоциации указывает, что образовавшиеся ионы могут соединяться и образовывать исходные вещества и одновременно исходные ионы второй (или третьей) ступени.



Если скорость распада на ионы больше, чем скорость образования исходных ионов, процесс диссоциации смещается вправо, если меньше-то влево.

Свойства кислот (кислый вкус, воздействие на индикаторы и т.д.) связаны с наличием в растворе гидратированных ионов водорода (H_3O^+). Следовательно, общим для кислот является ион водорода H^+ (или H_3O^+).

Из неорганических кислот только H_2SiO_3 не меняет цвет индикатора, так как эта кислота нерастворима в воде.

Электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксоионы, называются основаниями. Растворимые в воде основания называют щелочами.

Кислотность оснований определяется количеством гидроксидных ионов (OH^-) в их молекуле.

Количество гидроксильных групп показывает кислотность основания.

Однокислотные щелочи диссоциируют одноступенчато, двухкислотные щелочи — двуступенчато.

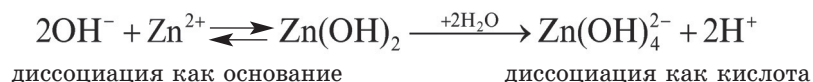
Диссоциация однокислотных щелочей	Диссоциация двухкислотных щелочей
$\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$ $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	I ступень. $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$ II ступень. $\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$

Для оснований гидроксильный ион (OH^-) является общим ионом. Цвет индикатора также меняется под действием гидроксильного иона (OH^-).

Основания, которые при диссоциации образуют как H^+ , так и OH^- ионы, называют амфотерными гидроксидами. В качестве примера амфотерных гидроксидов можно отметить $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др. Лишь очень малая часть воды диссоциирует следующим образом:



Уравнение диссоциации амфотерного гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ записывается в таком виде:



Вот почему амфотерные гидроксиды, взаимодействуя и с кислотами, и с основаниями, образуют соль и воду.



Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Число ступеней диссоциации

кислот

1) 2 2) 3 3) 1

Кислоты

a) H_3PO_4 c) H_2SO_4

b) HNO_3 d) HCl

2) Определите соответствие.

Число ступеней диссоциации

оснований в растворе

1) 2 2) 1

Основания

a) NaOH

b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

d) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ e) LiOH

3) Определите ионы X и Y.

Вещества	Общий ион, образованный во время диссоциации
Кислоты	X
Щелочи	Y

4) В каком случае верно дается ряд возрастания X, Y и Z?

1 моль вещества	Мольное количество ионов, образованных в ходе полной диссоциации
H_2SO_4	X
H_3PO_4	Y
HNO_3	Z

a) Y, X, Z

b) Y, Z, X

c) X, Y, Z

d) X, Z, Y

e) Z, X, Y

5) Определите соответствие.

Ионы, образованные во время диссоциации

1) H^+ и H_3O^+

2) OH^-

3) H^+ и OH^-

Вещества

a) NaOH b) $\text{Zn}(\text{OH})_2$

c) HNO_3 d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

e) H_2SO_4

6) Определите X, Y и Z.

Индикатор	Собственный цвет индикатора	Цвет, полученный под действием кислоты
Лакмус	фиолетовый	X
Фенолфталеин	Y	бесцветный
Z	оранжевый	розовый



7) Определите X, Y и Z.

Индикатор	Собственный цвет индикатора	Цвет, полученный под действием щелочи
Лакмус	X	синий
Y	бесцветный	малиновый
Метилоранж	оранжевый	Z

8) Какая кислота не изменяет цвет индикатора?

a) HNO_3 b) H_2SO_4 c) H_2SiO_3 d) H_2CO_3 e) HCl

42. Диссоциация солей

Вещества, образующие в процессе диссоциации катион металла (или аммония) и анион кислотного остатка, называются солями.

В зависимости от вида, соли диссоциируют по-разному. Нормальные, двойные и смешанные соли диссоциируют одноступенчато.

Диссоциация нормальных солей	Диссоциация двойных солей	Диссоциация смешанных солей
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{FeCl}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$	$\text{NaKSO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Na}_2\text{KPO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$\text{CaClNO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NO}_3^-$ $\text{AlClSO}_4 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{FeNO}_3\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{NO}_3^- + 2\text{Cl}^-$

Задача 1. При полной диссоциации 1 моля каких солей образуется одинаковое число ионов?

1) Na_3PO_4 2) Na_2CO_3 3) NaNO_3 4) $\text{FeCl}(\text{NO}_3)_2$

Решение: 1) $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ 4 моль ионов

2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ 3 моль ионов

3) $\text{NaNO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$ 2 моль ионов

4) $\text{FeCl}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + 2\text{NO}_3^-$ 4 моль ионов

Значит, в 1-ом и 4-ом случаях диссоциации образуется одинаковое число молей (4 моль) ионов.



Кислые соли – это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на положительно заряженные ионы металлов (или аммония) и водорода и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Кислые соли диссоциируют ступенчато. Гидросоли диссоциируют двуступенчато, а дигидросоли – трехступенчато. Процесс диссоциации постепенно поступенчато слабеет.

Диссоциация гидросолей	Диссоциация дигидросолей
I ступень. $\text{NaHSO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$ II ступень. $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	I ступень. $\text{KH}_2\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ II ступень. $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
I ступень. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ II ступень. $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	III ступень. $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

Задача 2. При полной диссоциации 1 моля каких солей образуется наибольшее число катионов?

- 1) Na_2HPO_4 2) NaNH_4SO_4 3) NaH_2PO_4

Решение: 1) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ 3 моль катионов

2) $\text{NaNH}_4\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ 2 моль катионов

3) $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + 2\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ 3 моль катионов

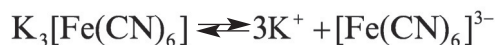
Следовательно, при полной диссоциации 1 моля солей в 1-ом и 3-ем случаях образуется 3 моль катионов.

Вещества образующие при диссоциации в качестве аниона гидроксид (OH^-) и ионы кислотного остатка, называются основными солями.

Основные соли также диссоциируют ступенчато: гидроксосоли диссоциируют двуступенчато, дигидроксосоли – трехступенчато.

Диссоциация гидроксосолей	Диссоциация дигидроксосолей
I ступень. $\text{CaOHNO}_3 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{NO}_3^-$ II ступень. $\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$	I ступень. $\text{Al(OH)}_2\text{Cl} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_2^+ + \text{Cl}^-$ II ступень. $\text{Al(OH)}_2^+ \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{OH}^-$
I ступень. $\text{AlOH(NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ II ступень. $\text{AlOH}^{2+} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$	III ступень. $\text{AlOH}^{2+} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$

На будущих уроках вы также будете изучать некоторые комплексные соли, используемые на школьном курсе.



Комплексные соли также диссоциируют одноступенчато. Нерастворимые в воде соли (осадки) не диссоциируют. Они могут диссоциировать лишь в виде сплавов.

Задача 3. Определите соответствие.

Число ступеней диссоциации солей	Соли	
1) две	a) Na_2SO_4	b) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
2) одна	c) $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$	
3) три	d) $\text{Cr}(\text{NO}_3)\text{Cl}_2$	e) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$

Решение: Как вам известно, гидро- и гидроксоли, т.е. пункты «с» и «е», диссоциируют двуступенчато, нормальные, двойные и смешанные соли, соответственно, пункты «а» и «d» — одноступенчато, дигидро- и дигидроксоли — пункт «b» — трехступенчато. Чтобы ответить на такие вопросы, в первую очередь, следует знать вид соли.

Характерные химические свойства электролитов представлены в таблице 15.

Таблица 15

Свойства кислот, оснований и солей при электролитической диссоциации

Электролиты	Характерные общие ионы	Характерные свойства
Кислоты	H^+	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами OH^- с образованием воды: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
Основания	OH^-	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами H^+ с образованием воды.
Соли	Общих ионов нет	Отсутствуют общие свойства, обусловленные наличием общих ионов.

Проверка знаний и способностей

1) Определите соответствие.

Число ступеней диссоциации	Соли		
1) 2	a) Na_2KPO_4	b) NaH_2PO_4	
2) 3	c) K_2HPO_4	d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	
	e) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	f) $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$	g) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$



2) При полной диссоциации каких солей образуются два разных катиона?

- | | | |
|----------------|--------------------|----------------|
| 1) K_2MnO_4 | 2) $NaKSO_4$ | 3) Na_2ZnO_2 |
| 4) Na_2KPO_4 | 5) $(NH_4)_2HPO_4$ | 6) $CaClNO_3$ |

3) Определите соответствие.

При полной диссоциации соли:

- 1) $n(\text{катион}) = n(\text{анион})$ 2) $n(\text{катион}) > n(\text{анион})$
3) $n(\text{катион}) < n(\text{анион})$

Соли

- a) $AlNO_3SO_4$ b) $NaNO_3$ c) Na_2SO_4 d) $CuClNO_3$
e) $NaKSO_4$ f) $Al(NO_3)_3$ g) $KMnO_4$

4) При полной диссоциации 1 моля каких солей образуется одинаковое количество и больше ионов?

- | | | | |
|----------------|-----------------|---------------|-----------------|
| 1) $AlClSO_4$ | 2) $Al(NO_3)_3$ | 3) $Cu(OH)Cl$ | 4) $FeCl_3$ |
| 5) Na_2KPO_4 | 6) $NaNH_2PO_4$ | 7) $ZnSO_4$ | 8) $Cr(NO_3)_3$ |

5) При полной диссоциации 1 моля каких солей образуется одинаковое количество и больше анионов?

- 1) $Al_2(SO_4)_3$ 2) $CuClNO_3$ 3) $Al(OH)_2Cl$ 4) $FeCl_2NO_3$
5) KH_2PO_4 6) $ZnClBr$

6) Сколько ионов образуется при полной диссоциации в водном растворе 5,85 грамма $NaCl$?

$$M_r(NaCl)=58,5; \text{ Число Авогадро } \Rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$$

7) Сколько ионов образуется в растворе, если при растворении в воде 4 граммов $NaOH$ и 5,6 грамма KOH они полностью диссоциируются в ионы?

$$M_r(NaOH)=40; \quad M_r(KOH)=56; \quad \text{Число Авогадро } \Rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$$

8) Сколько молей $NaOH$ было диссоциировано, если при растворении в воде $NaOH$ в целом образуется $9,03 \cdot 10^{23}$ ионов?

9) Какие соли диссоциируют одноступенчато?

- | | | |
|--------------------|------------------|-------------------|
| 1) нормальные соли | 2) кислые соли | 5) смешанные соли |
| 3) двойные соли | 4) основные соли | |

10) Какие соли диссоциируют двуступенчато?

- | | | |
|-----------------|----------------|--------------------|
| 1) двойные соли | 2) гидросоли | 3) нормальные соли |
| 4) гидроксосоли | 5) дигидросоли | 6) дигидроксосоли |

11) Укажите ряд возрастания числа полученных анионов при полной диссоциации солей.

- 1) $CaClNO_3$ 2) Na_3PO_4 3) $Al_2(SO_4)_3$

12) Укажите ряд возрастания числа полученных катионов при полной диссоциации 1 моля солей.

- 1) K_3PO_4 2) Na_2SO_4 3) KNO_3



43. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты

До сих пор вы рассматривали электролиты, которые в результате малейшего растворения в водных растворах полностью диссоциируют на ионы. Возникают вопросы: все ли электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы? Каково отношение диссоциированных на ионы молекул к числу недиссоциированных для различных электролитов? При каких условиях процесс диссоциации смещается вправо, а при каких—влево? Ответы на эти вопросы дают следующие эксперименты.

Если для определения электрической проводимости опустить в концентрированный раствор хлорида калия (KCl) электроды прибора, показанного в 39-й теме, то лампочка засветится ярко, а в концентрированном растворе уксусной кислоты—слабо. Но при добавлении воды к раствору уксусной кислоты (уксусной кислоты — CH_3COOH) лампа начинает светиться ярче. Разбавление же раствора хлорида калия (KCl) почти не влияет на яркость свечения лампочки, потому что электрическая проводимость зависит от числа ионов в растворе. Хлорид калия даже в концентрированных растворах диссоциирует на ионы полностью, молекулы же уксусной кислоты (CH_3COOH) в концентрированных растворах почти не диссоциируют. При разбавлении раствора уксусной кислоты число диссоциированных молекул увеличивается.

На основании эксперимента можно сделать следующие выводы:

- 1) Некоторые электролиты в водных растворах полностью диссоциируют на ионы независимо от их концентрации. К таким электролитам относятся вещества с ионной кристаллической решеткой (растворимые в воде нормальные, двойные, смешанные соли).
- 2) При разбавлении растворов, электролиты которых диссоциируют частично, степень диссоциации повышается, а при увеличении концентрации — уменьшается.

Отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе, называют степенью диссоциации и обозначается знаком — α (альфа).

Величина α принимает значения между 0÷1, а при выражении в процентах — 0÷100%.

$$\alpha = n/N ; \quad \alpha = (n/N) \cdot 100\%$$

n — число диссоциированных молекул, N — общее число растворенных молекул.

Если $\alpha = 0$, значит, диссоциации не было.

Если $\alpha = 1$ или $\alpha = 100\%$, значит, электролит полностью диссоциировал на ионы.



Величина n может принимать разные значения от 0 до N .

Задача 1. В воде полностью растворяется 500 молекул неизвестного электролита. Вычислите в процентах степень диссоциации, если из них подвергается диссоциации 200 молекул.

Решение: $\alpha = (n/N) \cdot 100\% = (200/500) \cdot 100\% = 40\%$

Задача 2. В воде растворяется 1000 молекул электролита. Сколько молекул не подверглось диссоциации, если степень диссоциации составляет 20%?

Решение: $\alpha = (n/N) \cdot 100\%$; $20\% = (n/1000) \cdot 100\%$; $n=200$

Тогда $1000 - 200 = 800$ молекул не подверглось диссоциации.

Ввиду того, что часто количество вещества (электролита) показывают молями, чтобы упростить вычисление, можно воспользоваться следующим выражением:

$$\alpha = v_{\text{дис.}}/v_{\text{общ.}} \text{ или } \alpha = (v_{\text{дис.}}/v_{\text{общ.}}) \cdot 100\%$$

$v_{\text{общ.}}$ — общее растворенное молярное количество вещества.

$v_{\text{дис.}}$ — диссоциированное молярное количество вещества.

Задача 3. При полном растворении в воде 1,25 моль NaOH в растворе в целом бывает $1,204 \cdot 10^{24}$ ионов. Вычислите в процентах степень диссоциации NaOH.

Решение: $v_{(\text{ион})\text{общ.}} = 1,204 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = 2$ моль

Предположим, что было диссоциировано x молей NaOH.



x моль x моль x моль

Всего $2x$ моль

В таком случае, $\alpha = (v_{\text{дис.}}/v_{\text{общ.}}) \cdot 100\% = (1/1,25) \cdot 100 = 80\%$

Задача 4. Вычислите в процентах степень диссоциации кислоты.

Диссоциированная HNO_3	
Исходное количество моль	Количество молекул, подвергшихся диссоциации
0,2	$9,632 \cdot 10^{22}$

Задача:

$$v_{\text{дис.}} = \frac{N(\text{молекул})}{N_A} = \frac{9,632 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,16 \text{ моль}$$

$$\alpha = \frac{v_{\text{дис.}}}{v_{\text{общ.}}} \cdot 100\% = \frac{0,16}{0,2} \cdot 100\% = 80\%$$

По значению степени диссоциации электролиты делят на три группы.



Сильные электролиты	Электролиты средней силы	Слабые электролиты
$\alpha \geq 30\%$	Получает значение между $\alpha = 3 \div 30\%$ или $0,03 \div 0,3$	Получает значение меньше $\alpha < 3\%$ ($0,03$)
Щелочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ Растворимые в воде соли, сильные кислоты	Mg(OH) ₂ , H ₃ PO ₄ , H ₂ C ₂ O ₄ (щавелевая кислота)	NH ₄ OH, H ₂ CO ₃ , H ₂ S, HCN, H ₂ O, CH ₃ COOH и другие органические кислоты

Электролиты, которые при растворении в воде или расплаве полностью диссоциируются на ионы, называются сильными электролитами.

Электролиты, которые при растворении в воде или расплавлении частично диссоциируются на ионы, называются слабыми электролитами.

Задача 5. Какие вещества не электролиты?

- 1) PbCl₂ 2) BaCl₂ 3) C₂H₅OH
4) Zn(NO₃)₂ 5) CaCO₃

Решение: Нерастворимые в воде соли, основания, спирты – неэлектролиты. Правильный ответ: 1, 3, 5.

Проверка знаний и способностей

- 1) Что называют степенью диссоциации?
- 2) Что называют сильным электролитом? Приведите примеры.
- 3) Что называют слабым электролитом? Приведите примеры.
- 4) Определите соответствие.

По значению степени диссоциации:

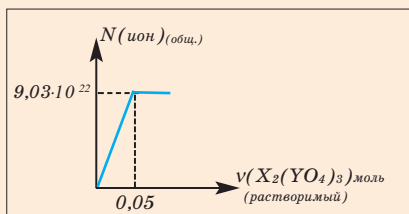
Вещества:

- | | | |
|----------------------------|---|---|
| 1) сильный электролит | a) HCl, HBr, HNO ₃ | b) Mg(OH) ₂ , H ₃ PO ₄ |
| 2) электролит средней силы | c) NH ₄ OH, H ₂ CO ₃ | d) NaOH, KOH |
| 3) слабый электролит | e) H ₂ S, CH ₃ COOH | |

- 5) Сколько молекул электролита не подверглось диссоциации?

Число растворимых в воде молекул электролита	Степень диссоциации (в %)
400	20





6) На основе графика вычислите степень диссоциации (в %) $X_2(YO_4)_3$.

7) Определите относительную атомную массу X. $M_r(SO_4^{2-})=96$

Растворимый в воде электролит	$\nu(X^+)$ в растворе (в моль)	Степень диссоциации (в %)
71 г X_2SO_4	0,4	40

8) Определите общее количество ионов в растворе.

Общее число растворенных молекул K_3PO_4	Степень диссоциации (в %)
2000	20

9) Определите X.

Молярное количество соляной кислоты (моль)	Степень диссоциации (в %)	Молярная концентрация ионов H^+ в растворе (в моль/л)	Объем раствора (в литрах)
0,1	40%	X	2

10) 0,2 моль уксусной кислоты (CH_3COOH) растворяют в воде. Сколько в целом ионов будет в растворе, если степень диссоциации кислоты составит 2%?

- a) $4,816 \cdot 10^{21}$ b) $2,408 \cdot 10^{23}$ c) $1,806 \cdot 10^{23}$
 d) $9,03 \cdot 10^{23}$ e) $1,204 \cdot 10^{23}$

11) При растворении в воде X моль Na_2SO_4 40% подвергается диссоциации и в растворе образуется $4,816 \cdot 10^{23}$ катионов. Определите X.

12) При растворении в воде X моль K_3PO_4 $\alpha=20\%$ и в целом в растворе образуется $2,408 \cdot 10^{23}$ ионов. Определите X.

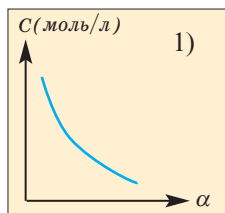


44. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации

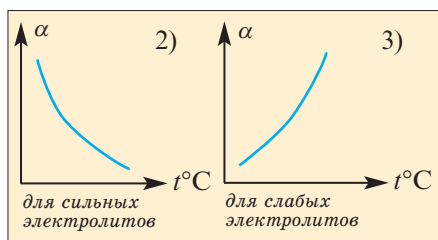
Значение степени диссоциации зависит от ряда факторов.

1) Природа электролита (характер связи в молекуле электролита). Слабые и средней силы электролиты диссоциируют в растворе частично, а сильные электролиты — полностью.

2) Природа растворителя. Диэлектрическая постоянная показывает, во сколько раз сила взаимодействия между двумя электрическими зарядами, находящимися в определенной среде, меньше по отношению к вакууму. Поскольку диэлектрическая постоянная воды (проникающая способность) при 20°C высокая, способность ионизации также сравнительно высокая. Численное значение ее диэлектрической постоянной (81) показывает, что сила взаимодействия между ионами в растворе с водной средой в 81 раз слабее по сравнению с их силой взаимодействия в кристалле. Если в растворе, приготовленном с одинаковой концентрацией, в качестве среды берется вода, то степень диссоциации бывает сравнительно больше по отношению к растворителям.



3) Концентрация раствора электролита. При уменьшении концентрации раствора (т.е. разбавлении раствора), вероятность встречи ионов уменьшается и равновесие смещается в сторону ионизации (степень диссоциации повышается). При уменьшении числа столкновений между ионами в разбавленных растворах в заметной степени снижается и скорость моляризации (скорость образования молекул). Это, в свою очередь, способствует смещению равновесия в сторону диссоциации и повышению степени диссоциации. Значит, степень диссоциации находится в обратной зависимости от концентрации электролита (график 1).



4) Влияние температуры. В процессе диссоциации электролитов в небольшом количестве поглощается или выделяется тепло. Обычно нагревание раствора на 1°C усиливает процесс диссоциации большинства электролитов на 0,05%. При повышении температуры усиливается и электрическая проводимость электролита.

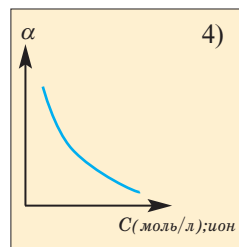
Однако это связано как с понижением степени гидратации ионов и вязкости среды, так и с повышением скорости движения ионов. В этом отношении вода занимает особое место. Диссоциация воды — эндотермический процесс, который протекает с затратой 57,3 кДж теплоты. Вот почему с повышением температуры повышается и степень диссоциации воды. При нагревании раствора сильных электролитов степень диссоциации понижается (график 2), а при нагревании слабых электролитов — степень диссоциации повышается (график 3).



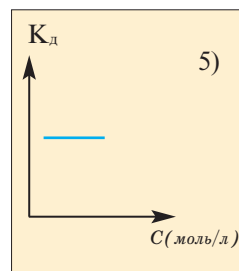
5) Влияние концентрации ионов. Повышением или понижением концентрации ионов, образованных в результате диссоциации, можно сместить равновесие. Например, NH_4OH диссоциирует на ионы в воде по следующему уравнению:



При добавлении в раствор немного NH_4Cl концентрация иона NH_4^+ повышается и равновесие смещается влево (в сторону исходных веществ). Такое смещение равновесия подчинено принципу Ле-Шателье. При устранении из системы равновесия одного из ионов, образовавшихся в растворе, степень диссоциации повышается. Следовательно, при добавлении в раствор слабого электролита, содержащего в составе одноименные ионы, степень диссоциации должна понижаться (график 4).

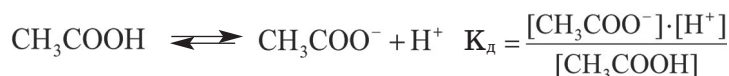


Постоянная диссоциации (K_d). Поскольку значение степени диссоциации зависит от концентрации электролита использование α для характеристики диссоциации электролита не подходит. В этих целях используется постоянная диссоциации (K_d). Значение постоянной диссоциации, в отличие от α , не зависит от концентрации раствора (график 5).

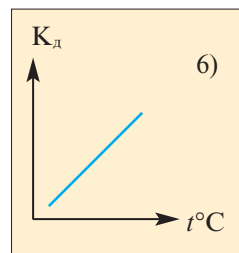


Постоянная диссоциации равна отношению произведения концентраций ионов на концентрацию молекул, не разложившихся на ионы.

Например, формула вычисления постоянной диссоциации для уксусной кислоты следующая:



Поскольку K_d не зависит от концентрации, это постоянная величина. Значение K_d зависит от природы электролита и растворителя и температуры (график 6). Чем больше значение K_d , тем больше диссоциирует электролит.



Электрическая проводимость бывает более высокой в том из растворов с одинаковым молярным количеством растворенных в них различных электролитов, в котором образуется наибольшее количество ионов.



Проверка знаний и способностей

1) Какое соотношение верное?

Электролиты	Мольное количество в растворе	Степень диссоциации	Электрическая проводимость
NaCl	1	α	$\mathfrak{E}_1$
Na_3PO_4	1	α	$\mathfrak{E}_2$
Na_2SO_4	1	α	$\mathfrak{E}_3$

- a) $\mathfrak{E}_1 < \mathfrak{E}_3 < \mathfrak{E}_2$
 b) $\mathfrak{E}_1 < \mathfrak{E}_2 < \mathfrak{E}_3$
 c) $\mathfrak{E}_3 < \mathfrak{E}_2 < \mathfrak{E}_1$
 d) $\mathfrak{E}_2 < \mathfrak{E}_1 < \mathfrak{E}_3$
 e) $\mathfrak{E}_2 < \mathfrak{E}_3 < \mathfrak{E}_1$

2) Вычислите степень диссоциации соли.

Раствор Na_3PO_4		Общее количество ионов в растворе	Концентрация раствора (в моль/л)
Плотность (в г/мл)	Масса (в граммах)		
1,2	600	$4,816 \cdot 10^{23}$	2

3) Укажите ряд снижения электрической проводимости растворов.

1 л 1 М
раствора
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

1 л 1 М
раствора
 ZnSO_4

1 л 1 М
раствора
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

1

2

3

4) Что называют постоянной диссоциации?

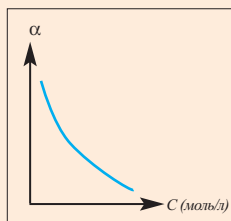
5) Укажите факторы, влияющие на значение степени диссоциации.

- 1) природа электролита
 2) природа растворителя
 3) концентрация раствора электролита
 4) температура
 5) концентрация ионов
 6) давление

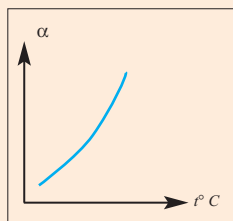
6) Как изменится степень диссоциации, если в 0,1 л раствора электролита со степенью диссоциации 0,2% добавить 0,9 л воды?

- a) понизиться в 9 раз
 b) повысится в 9 раз
 c) повысится в 10 раз
 d) понизиться в 10 раз
 e) не изменится

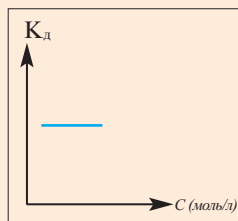
7) Какие из нижеприведенных графиков верны для сильных электролитов?



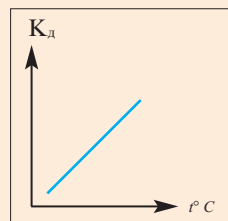
1



2



3



4



45. Реакции ионного обмена

Реакции обмена, протекающие между водными растворами электролитов, раньше мы показывали молекулярными уравнениями. В действительности же, в этих реакциях участвуют не молекулы электролитов, а их диссоциированные ионы.

Взаимодействия водных растворов электролитов называют ионными реакциями, а уравнения таких реакций – ионными уравнениями.

Уравнение, полученное при сокращении ионов, не участвующих в реакции, называется **сокращенным ионным уравнением**.

Чтобы понять условия протекания реакций ионного обмена, нужно знать их важнейшие свойства.

Свойства ионов. Вам уже известно, что ионы отличаются от атомов строением и свойствами. Некоторые ионы бесцветны, а другие имеют определенный цвет. Для каждого из них характерны специфические химические свойства. В таблице 16 указаны реактивы и характерные признаки ионов.

Таблица 16

Определяемый ион	Реактив, соответствующий иону (определитель)	Признаки реакции
H^+ (кислота)	индикатор	Изменение цвета
Cu^{2+}	OH^- (щелочь)	Синий осадок
Fe^{2+}		Зеленоватый осадок, принимающий со временем бурый цвет
Fe^{3+}		Осадок бурого цвета
Zn^{2+}		Белый осадок, при избытке OH^- растворяется
Al^{3+}		Студенистый белый осадок
Mg^{2+}		Белый осадок
NH_4^+		С запахом аммиака
Cr^{3+}		Темно-зеленый осадок
Cl^-		Белый осадок
Br^-	Ag^+ ($AgNO_3$)	Желтоватый осадок
I^-		Желтый осадок
CO_3^{2-}	H^+ (сильная кислота)	Газ без запаха, вызывающий помутнение известковой воды
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтый осадок
S^{2-}	Cu^{2+}	Черный осадок
	Pb^{2+}	Черный осадок
	Zn^{2+}	Белый осадок
	Cd^{2+}	Желтый осадок
Ca^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
	CO_3^{2-}	Белый осадок
F^-	Mg^{2+}	Желтый осадок
OH^-	индикатор	Изменение цвета
CH_3COO^-	H^+ (сильная кислота)	Уксусный запах



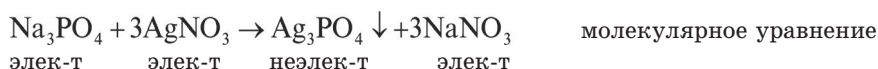
При составлении ионных уравнений соблюдаются следующие правила:

1) Полное уравнение реакции записывается в молекулярном виде. Т.е. химические формулы участвующих в реакции исходных веществ и конечных продуктов записываются вместе с их коэффициентами.

2) Малодиссоциирующие (вода и в основном органические вещества), малорастворимые (осадок) и газообразные вещества записываются в молекулярной форме.

3) Сильные электролиты, как полностью диссоциирующие вещества, записываются в ионном виде (такие уравнения называют полным ионным уравнением).

4) Не участвующие в реакции ионы сокращаются. Уравнение, в котором указаны лишь участвующие в реакции ионы, называется сокращенным ионным уравнением. Например:



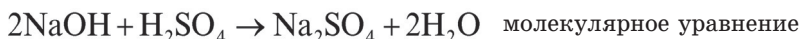
Если при ионных реакциях заряды ионов не меняются, такие реакции называются реакциями ионного обмена.

Реакции ионного обмена протекают до конца в трех случаях:

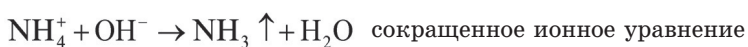
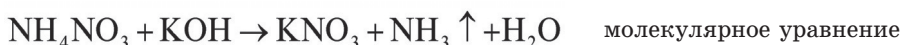
1) Если образуется осадок. Например:



2) Если получается слабодиссоциирующее вещество (например: вода):



3) Если получается газообразное вещество:



Обменные реакции в растворах электролитов протекают только тогда, когда хотя бы одно из образованных в результате этих реакций веществ является малодиссоциирующим, или нерастворимым (осадком), или же находится в газообразном состоянии.

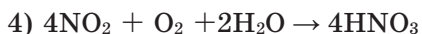
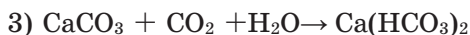
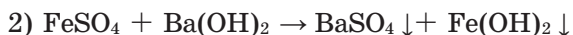
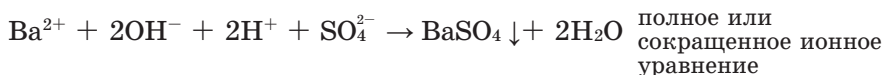
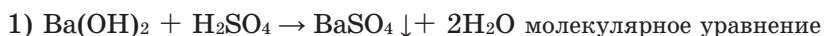
Сумма коэффициентов сокращенного ионного уравнения реакций, протекающих с образованием лишь одного неэлектролита (осадка или мало диссоциирующего вещества) всегда на 1 единицу бывает больше суммы ионов, образующих этот неэлектролит (таблица 17).

Таблица 17

Сумма коэффициентов сокращенных ионных уравнений реакций с образованием одного неэлектролита

Слабые электролиты и неэлектролиты	Сумма коэффициентов сокращенного ионного уравнения его образования
CaCO_3 , MgCO_3 , BaCO_3 , CaSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 , SrSO_4 , ZnCO_3 , CuS , PbS , ZnS , CdS , AgCl , H_2O , HCOOH , CH_3COOH и др.	3
Be(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Cr(OH)_2 , Cu(OH)_2 , PbCl_2 , Mn(OH)_2 , MgF_2 и др.	4
Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 , Cr(OH)_3 , Ag_3PO_4 и др.	5
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ и др.	6

Полное ионное уравнение и сокращенное ионное уравнение реакций, протекающих с участием или с образованием двух и более неэлектролитов, бывают одинаковыми. Например:



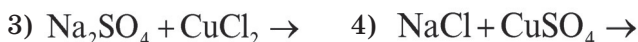
Растворы ионов, вступающих друг с другом в реакцию с выпадением осадка, выделением газообразного вещества, образованием воды и мало диссоциирующего вещества, невозможно держать в одном сосуде (см. таблицу 16).

Если ионы в растворе не образуют вещества, которые мало диссоциируют между собой, трудно растворяются и выделяются в виде газа,



то между их растворами реакция не протекает до конца и растворы таких ионов можно держать в одном сосуде.

Следовательно, если при взаимодействии электролитов между собой не выпадает осадок, не выделяется газ и не образуются вода и органическое вещество, то такие реакции не протекают до конца. Примеры не протекающих в растворе реакций:



Примечание: Соли, находящиеся в виде осадка, не вступают в реакцию с щелочами, основания в виде осадка не вступают в реакцию с солями, соли в виде осадка не вступают в реакцию с другими солями.

Реакции ионного обмена протекают без изменения степени окисления, т.е. в этом случае окислительно-восстановительные реакции никогда не происходят.

Проверка знаний и способностей

1)

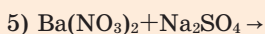
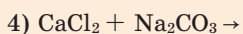
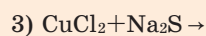
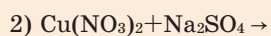
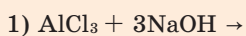
Катионы, содержащиеся в растворе	Анионы, образованные в виде осадков катионами		
	CO_3^{2-}	S^{2-}	PO_4^{3-}
X^{2+}	+	+	+
Y^{2+}	+	—	+
Z^{2+}	—	—	+

В какой последовательности следует добавлять нижеприведенные вещества в раствор для выделения каждого катиона по отдельности?

I. Na_2CO_3 II. Na_2S III. Na_3PO_4

а) I, III, II б) II, I, III в) II, III, I г) I, II, III д) III, II, I

2) Сокращенная ионная формула каких реакций выражена в виде $\text{X}^{2+} + \text{Y}^{2-} \rightarrow \text{XY} \downarrow$?



3) Сокращенная ионная формула каких реакций выражена в виде $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$?

- 1) $HNO_3 + NaOH \rightarrow$ 2) $H_2SO_4 + KOH \rightarrow$ 3) $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
 4) $HCl + Fe(OH)_3 \rightarrow$ 5) $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow$

4) Определите соответствие.

Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении

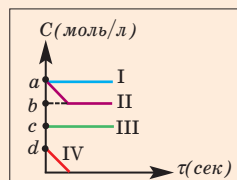
Реакции

- 1) 3 а) $NaOH + CuSO_4 \rightarrow$ б) $K_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
 2) 4 с) $Al(NO_3)_3 + NaOH \rightarrow$ д) $Na_2S + CuCl_2 \rightarrow$
 3) 5 е) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$

5) У каких реакций сокращенное и полное ионные уравнения одинаковые?

- 1) $Ba(OH)_2 + CuSO_4 \rightarrow$ 2) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$ 3) $KOH + HCl \rightarrow$
 4) $HNO_3 \xrightarrow{t} \rightarrow$ 5) $Na_2CO_3 + Ca(NO_3)_2 \rightarrow$ 6) $FeSO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

6) На основе графика относительно реакции, протекающей между 6 молями HCl и 1 молем $Pb(NO_3)_2$, определите сумму $a+b+c+d$.



7) Определите соответствие.

Определяемый ион

Определяющий ион

- 1) SO_4^{2-} а) Ba^{2+} б) H^+
 2) CO_3^{2-} с) Cu^{2+} д) Cl^-
 3) S^{2-}

8) Определите соответствие.

Определяемый ион

Определяющий ион

- 1) Fe^{3+} а) OH^- б) индикатор
 2) PO_4^{3-} с) Ag^+ д) H^+
 3) OH^- е) Na^+

9) Какие реакции протекают до конца?

- 1) $Na_2SO_4 + Cu(NO_3)_2 \rightarrow$ 2) $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
 3) $Pb(NO_3)_2 + HCl \rightarrow$ 4) $NaCl + Mg(NO_3)_2 \rightarrow$
 5) $NaOH + HCl \rightarrow$ 6) $(NH_4)_2SO_4 + NaOH \rightarrow$

10) Растворы каких ионов невозможно хранить в одном сосуде?

- 1) SO_4^{2-} и Cu^{2+} 2) NH_4^+ и OH^-
 3) Cl^- и Na^+ 4) CO_3^{2-} и H^+



11) AgNO_3 KCl H_2SO_4 NaOH **Определите нижеследующее.**

$\downarrow$ Na_3PO_4 раствор	$\downarrow$ CuSO_4 раствор	$\downarrow$ KOH раствор	$\downarrow$ CuCl_2 раствор
1	2	3	4

- I. В каких сосудах будет протекать реакция?
- II. В каких сосудах выпадет осадок?
- III. В каком сосуде выпадет осадок желтого цвета, а в каком – синего цвета?
- IV. В каком сосуде сумма коэффициентов сокращенного ионного уравнения реакции равна 5?

Растворяемость в воде солей, кислот и оснований

Ионы	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		P	P	P	–	P	M	M	H	H	–	H	H	H	H
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl^-	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S^{2-}	P	P	P	P	H	–	–	–	H	H	H	H	H	H	–
SO_4^{2-}	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	–	H	P	P	P
SO_3^{2-}	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	H	P	P	P
CO_3^{2-}	P	P	P	P	H	H	H	H	H	–	–	H	H	–	–
SiO_3^{2-}	H	–	P	P	H	H	H	H	H	–	–	H	H	–	–
PO_4^{3-}	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P – растворяется, M – мало растворяется, H – не растворяется, **черточка** – разлагается при взаимодействии с водой или не существует



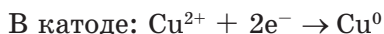
46. Электролиз

Рассмотрим процесс электролиза при помощи прибора, изображенного на рисунке 19. В U-образную трубку наливают раствор хлорида меди (II) и подключают прибор к источнику постоянного тока. На катоде выделяется металлическая медь, а на аноде — хлор, определяемый по запаху. Возникает вопрос: какие процессы произошли на катоде и аноде?

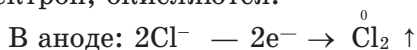
Вам уже известно, что при растворении в воде солей, в том числе и хлорида меди (II), они подвергаются процессу диссоциации:



При пропускании постоянного тока катионы (ионы Cu^{2+}) движутся к катоду, а анионы (ионы Cl^-) — к аноду. Катод — это отрицательно заряженный электрод, на поверхности которого избыток электронов. Ионы меди Cu^{2+} присоединяют электроны к себе от катода и восстанавливаются:



Анод — это положительно заряженный электрод. У анода не хватает электронов. Поэтому анод притягивает к себе электроны от отрицательно заряженных ионов (хлорид-ионов (Cl^-)). Хлорид-ионы, отдавая электрон, окисляются:



Следовательно, **электролиз — окислительно-восстановительный процесс.**

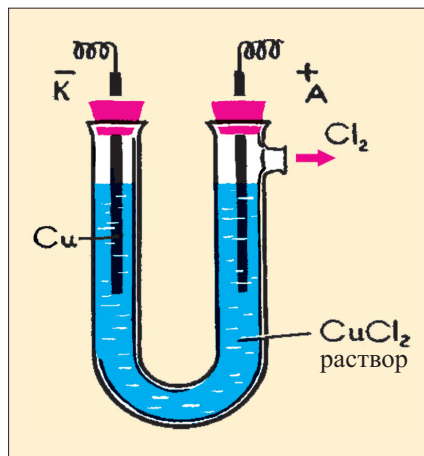
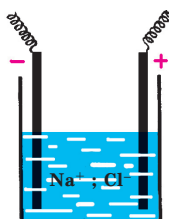


Рис. 19. Электролиз раствора хлорида меди (II)

На катоде:
 $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{Na}}$
 Восстанавливаются ионы натрия в нейтральные атомы, то есть получается металлический натрий.

восстановление



На аноде:
 $\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}}$
 $\overset{0}{\text{Cl}} + \overset{0}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2} \uparrow$
 Окисляются хлорид-ионы в нейтральные атомы и в результате получают молекулы хлора.

окисление

Рис. 20. Схема электролиза расплавленного хлорида натрия



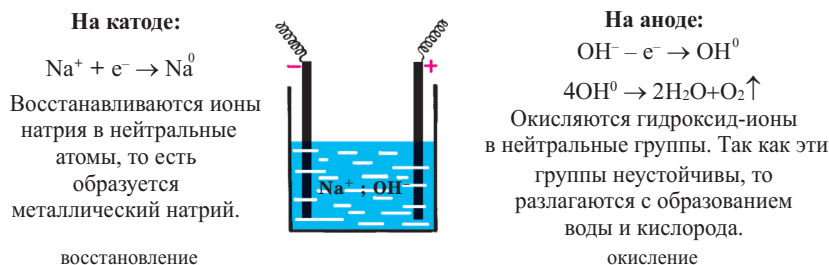
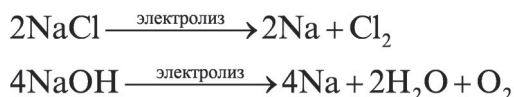


Рис. 21. Схема электролиза расплавленного гидроксида натрия

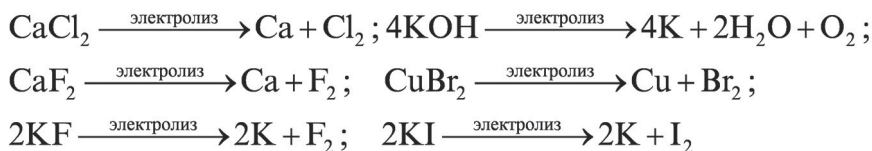
Электролиз — это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный электрический ток.

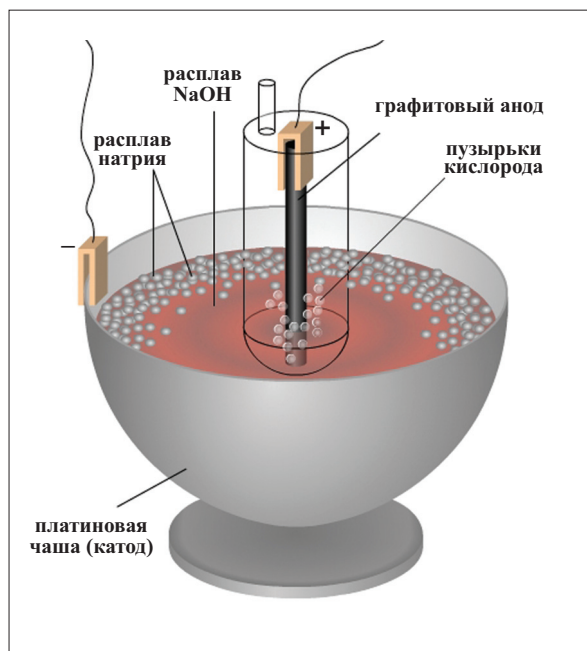
Электролиз расплавленных веществ. При плавлении соли и щелочи, как и при растворении, распадаются на ионы. Если через расплавы этих электролитов пропустить постоянный электрический ток, то происходит электролиз. Рассмотрим процесс электролиза расплавленного хлорида натрия NaCl и гидроксида натрия (NaOH) (рис. 20, 21).

В процессе электролиза между катодным и анодным участками существуют перегородки. Общее уравнение процесса электролиза обоих расплавов выражается так:



В результате электролиза электрическая энергия превращается в химическую энергию. При пропускании через электролитический раствор или расплав постоянного электрического тока хаотическое движение ионов урегулируется, катионы (положительно заряженные ионы) движутся в сторону катода, а анионы (отрицательно заряженные ионы) — в сторону анода и, теряя заряды, превращаются в нейтральные атомы или молекулы. В результате на катоде протекает процесс восстановления, а на аноде процесс окисления. При электролизе расплавов любых солей, кроме солей аммония, на катоде всегда образуется металл. Уравнения электролиза расплавов ряда веществ выражены в следующем виде:





Электролиз расплава NaOH

Знаете ли вы: Деви, не зная химических свойств выделенного при электролизе металла, наполнил изготовленный из калия тигель водой. Как только вода соприкоснулась с металлом, произошел взрыв. Осколки тигеля и капли расплавленного металла попали в лицо Деви. Он потерял правый глаз и получил глубокую рану. Рубцы, образовавшиеся на его лице, оставались до конца его жизни.



Так как процесс окисления аниона на аноде при электролизе расплавов солей кислородсодержащих кислот — это сложный процесс, в школьном курсе он не изучается.

Проверка знаний и способностей

1) Что такое электролиз?

2) Со сколькими граммами горячей воды может вступить в реакцию хлор, полученный при электролизе 11,7 грамма расплава NaCl?

$M_r(\text{NaCl})=58,5$; $M_r(\text{H}_2\text{O})=18$

3) Сколько литров кислорода получится при пропускании через воду газа, выделенного на аноде при электролизе 11,6 г расплава KF (при н.у.)? $M_r(\text{KF})=58$

4) Определите соответствие.

Агрегатное состояние (при н.у.)
вещества, образованного на аноде при
электролизе расплава

Вещества

- 1) газ
- 2) твердое вещество
- 3) жидкое вещество

- a) NaOH b) NaI c) NaBr
- d) KOH e) KI f) KBr

5) Сколько граммов KF подверглось электролизу, если в ходе взаимодействия воды с F_2 , полученным при электролизе расплава KF, выделилось 2,24 л кислорода (при н.у.)? $M_r(\text{KF})=58$

6) Определите относительную атомную массу X.

Соль, сплав которой подвергся электролизу	Масса (в граммах)	Масса металла, полученного на катоде (в граммах)
XCl_2	13,5	6,4

$A_r(\text{Cl})=35,5$

7) Вычислите объем газа (при н.у. в литрах), выделенного на аноде при полном электролизе 8 г расплава NaOH. $M_r(\text{NaOH})=40$

8) При электролизе расплавов каких веществ с одинаковыми массами на аноде выделяется газ в большем объеме?

$A_r(\text{Ca})=40$; $A_r(\text{K})=39$; $A_r(\text{Cl})=35,5$; $A_r(\text{Br})=80$; $A_r(\text{I})=127$; $A_r(\text{F})=19$

- a) CaBr_2 b) CaCl_2 c) KI d) KF e) CaF_2

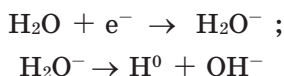


47. Электролиз водных растворов электролитов

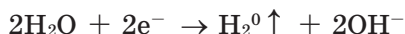
При электролизе растворов электролитов характер происходящих в электродах электрохимических процессов зависит от природы иона, растворителя, концентрации электролита, материала, из которого изготовлен электрод, температуры, напряжения тока и других факторов.

Например, когда вместо расплава хлорида натрия (NaCl) электролизу подвергается его водный раствор, на катоде выделяется не натрий, а водород. Вот почему нужно различать электролиз расплавов и растворов электролитов.

Вам известно, что электроны могут быть приняты нейтральными атомами или ионами. Однако установлено, что электроны могут принимать не только такие частицы, но и нейтральные молекулы, например, молекулы воды. Присоединение электронов молекулами соответствует их восстановлению. Но почему при электролизе водного раствора иодида калия (KI) электроны соединяются не с ионами калия K^+ , а с нейтральными молекулами воды? Калий очень активный металл. Его атом легко отдает свой наружный электрон, а соединение в водном растворе электрона с ионом энергетически не выгодно. Поэтому электроны, по сравнению с ионами калия, легко соединяются с молекулами воды (к тому же в водном растворе ионы калия (K^+) окружены слоем гидрата). Однако ион H_2O^- нестойкий, и разлагается, образуя атомы водорода H^0 и ионы гидроксида (OH^-).



Атомы водорода, соединяясь попарно, образуют молекулы H_2 . Поэтому процесс, протекающий на катоде при электролизе водного раствора KI, запишем в следующем виде:



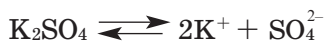
При электролизе водного раствора KI ионы I^- на аноде, окисляясь, образуют молекулы I_2 .



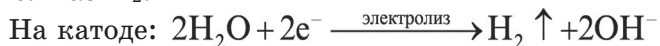
В таком случае уравнение электролиза водного раствора KI в общем виде можно записать таким образом:



А теперь рассмотрим электролиз водного раствора сульфата калия K_2SO_4 . При растворении в воде K_2SO_4 полностью диссоциирует на ионы.

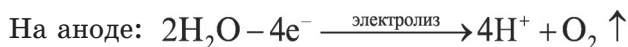


При пропускании через водный раствор K_2SO_4 электрического тока на катоде опять будут восстановлены молекулы воды и выделится газ H_2 .



Ведь согласно вышеуказанному правилу, электроны легче соединяются с молекулами воды, чем с ионами калия. Однако пузырьки газа образуются и на поверхности анода. Оказывается, выделенный на аноде газ это кислород. Причиной его образования является окисление молекул воды на поверхности анода.

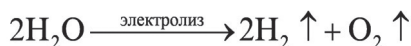
Этот процесс протекает легче, чем окисление анионов кислородсодержащих кислоты, в том числе сульфат-ионов. В результате окисления молекул воды на аноде получают ионы H^+ и нейтральные атомы кислорода.



При проведении электролиза в U-образной трубке, раствор хорошо смешивается посредством пузырьков выделяемых газов — кислорода (O_2) и водорода (H_2). При этом ионы H^+ и OH^- , соединяясь вновь образуют молекулы воды.



Таким образом, можно прийти к такому выводу, что при электролизе водного раствора сульфата калия (K_2SO_4) происходит только разложение молекул воды.



Ионы K^+ и SO_4^{2-} непосредственно не участвуют в процессах, протекающих на катоде и аноде, однако с их помощью в растворе происходит перемещение зарядов, т.е. обеспечивается прохождение электрического тока через раствор.

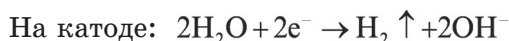
1) Электрохимический ряд напряжения металлов (ряд вытеснения металлов).



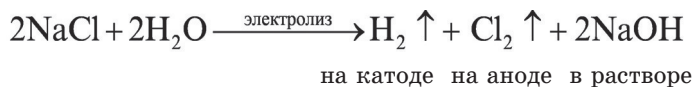
2) При электролизе растворов солей металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжения металлов начиная с лития,



включая алюминий (Li, K, Ca, Na, Mg, Al), на катоде молекулы воды восстанавливаются с выделением водорода.

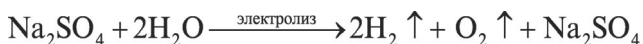
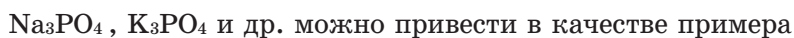
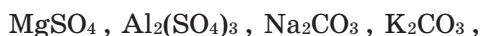


При электролизе же растворов солей бескислородных кислот (HCl, HBr, HI, H₂S) этих металлов кислотный остаток на аноде окисляется с получением многоатомного простого вещества и в растворе образуется основание. А во всех других, кроме Mg и Al, образуются щелочи. Значит, при электролизе растворов солей бескислородных кислот Li, Na, K, Ca, Mg, Al соль разлагается, т.е. масса соли уменьшается. Например:



В качестве примера таких солей можно привести MeX_n, Me ⇒ Li, Na, K, Ca, Ba, Mg, Al; X ⇒ Cl, Br, I а также Na₂S, K₂S.

При электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот этих металлов (Li, Na, K, Ca, Ba, Mg, Al) вода на аноде окисляется с выделением кислорода (O₂). Масса соли не изменяется. На катоде вода восстанавливается, на аноде вода окисляется, значит, происходит только разложение воды. Вот почему, поскольку при электролизе растворов этих солей соль не разлагается, концентрация раствора повышается. В качестве примера таких солей можно показать:



При электролизе растворов щелочей LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂ происходит такой же процесс. Т.е. на катоде вода восстанавливается, а на аноде вода окисляется.

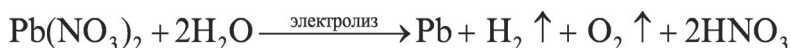
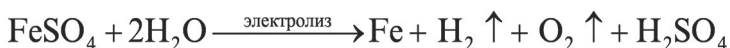
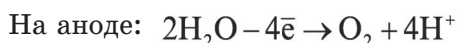


3) При электролизе растворов солей металлов, расположенных в ряду напряжения металлов, расположенных между алюминием и водородом (Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb) на катоде ионы металла вместе с молекулами воды восстанавливаются с выделением металла и водорода.



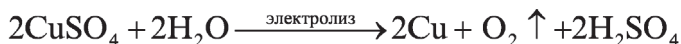


В средней школе из солей этих металлов были изучены лишь NiSO_4 , ZnSO_4 , FeSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Поскольку электролиз растворов других солей – сложный процесс, в школьном курсе он не изучается. Так как соли данных металлов являются кислородсодержащими, при электролизе их растворов вода на аноде окисляется с выделением кислорода (O_2).



4) При электролизе растворов солей металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжения металлов после водорода (Cu , Hg , Ag , Pt , Au), на катоде восстанавливаются только ионы металла с получением металла. При электролизе растворов солей бескислородных кислот этих металлов на аноде кислотный остаток окисляется, получается многоатомное простое вещество. Масса воды не меняется. Следовательно, при электролизе как расплавов, так и растворов CuCl_2 , CuBr_2 , CuI_2 , на электродах всегда получается один и тот же продукт (на катоде – металл, на аноде – галоген).

При электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот этих металлов например, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , AgNO_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ вода на аноде окисляется с выделением кислорода (O_2) в растворе образуется кислота. Значит, при электролизе растворов солей этих металлов соль всегда подвергается разложению, концентрация соли уменьшается. Например:



5) При электролизе как расплавов, так и растворов солей бескислородных кислот (HCl , HBr , HI , H_2S) на аноде кислотные остатки окисляясь, превращаются в соответствующие простые вещества. Последовательность окисления кислотных остатков на аноде представлена в следующем виде:

$\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^-, \text{OH}^-, \text{SO}_4^{2-}$  восстановительное свойство уменьшается.

При проведении электролиза раствора смеси нескольких солей в первую очередь на аноде выделится – S , при отсутствии этого элемента – I_2 , при его отсутствии – Br_2 , при его отсутствии – Cl_2 , при его отсутствии – O_2 .

При электролизе растворов солей HF (MeF_n) на аноде ионы F^- не окисляются, окислению подвергаются молекулы воды. Значит, процесс окисления $2\text{F}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{F}_2$ в водном растворе не происходит. Процесс окисления возможен лишь при электролизе расплава.

При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 и др.) на аноде окисляется не кислотный остаток, а вода с выделением кислорода (O_2).

6) При электролизе растворов смеси солей различных металлов первоочередная последовательность восстановления металлов на катоде следующая:

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{H}^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Pt}^{4+}, \text{Au}^{3+}$ 

Последовательность восстановления катионов на катоде

Задача 1. Какие вещества будут образованы на электродах в первую очередь при электролизе раствора, содержащего в составе Na_3PO_4 , NaCl , AgNO_3 , CuBr_2 ?

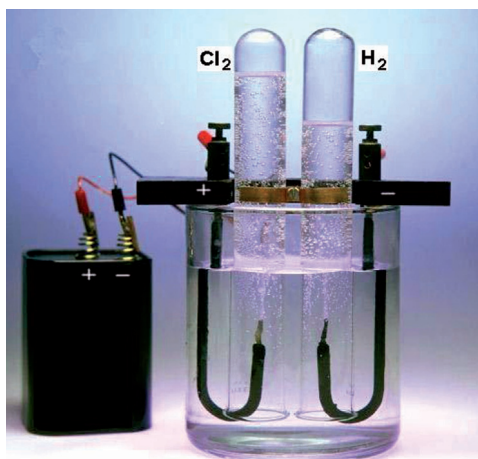
Решение: Согласно правилу 6, на катоде в первую очередь будет восстановлен металл, расположенный в конце ряда активности металлов. В нашем примере это Ag . Согласно правилу 5, на аноде в первую очередь подвергнутся окислению ионы брома (Br^-) с выделением Br_2 .

Задача 2. Какие вещества будут выделены на электродах в первую очередь при электролизе раствора, содержащего в своем составе NaNO_3 , KCl , MgBr_2 , CaI_2 ?

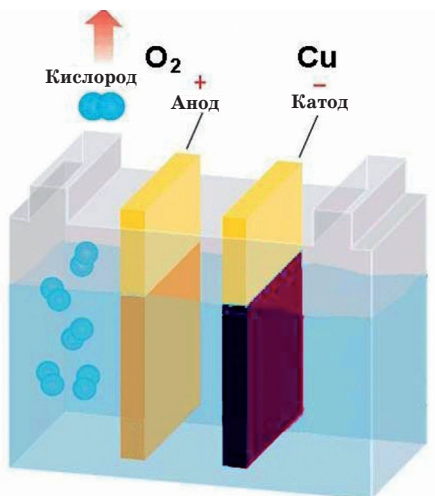
Решение: Согласно правилу 2, на катоде вода (H_2O) восстанавливается, а согласно правилу 5, на аноде ионы иода I^- окисляются и выделяется I_2 .



ПРИБОРЫ, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ ДЛЯ ЭЛЕКТРОЛИЗА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ



Электролиз водного
раствора NaCl



Электролиз водного раствора
 CuSO_4

Проверка знаний и способностей

1) Какие вещества будут образованы в первую очередь на электродах при электролизе водных растворов смеси солей NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , KI ?

2) В каком случае дана правильная последовательность веществ, выделенных на аноде при электролизе водных растворов смеси солей NaCl , KBr , Na_2S , KI ?

a) I_2 , Br_2 , S , Cl_2

b) Br_2 , Cl_2 , I_2 , S

c) S , I_2 , Br_2 , Cl_2

d) S , Br_2 , Cl_2 , I_2

e) Cl_2 , Br_2 , S , I_2



3) Определите соли X и Y.

Соли	При электролизе раствора
X	На катоде вода восстанавливается
Y	На аноде вода окисляется

- a) CuSO_4 b) NaCl c) AgNO_3
d) KI e) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ f) NaBr

5) Какие соли могут быть X и Y?

Соли	При электролизе раствора
X	Из насыщенного раствора получается ненасыщенный раствор
Y	Из насыщенного раствора получается насыщенный раствор

- a) Na_2SO_4 b) NaCl
c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ d) NaNO_3
e) KI f) K_3PO_4
g) NaBr h) K_2CO_3

4) Определите соли X и Y.

Соли	При электролизе раствора
X	На аноде кислотный остаток окисляется
Y	На аноде вода окисляется

- a) Na_2SO_4 b) KI c) Na_3PO_4 d) KCl
e) Na_2CO_3 f) NaBr g) KNO_3 h) NaCl

6) Определите соли X и Y.

Соли	При электролизе раствора
X	Масса соли не меняется
Y	Масса соли уменьшается

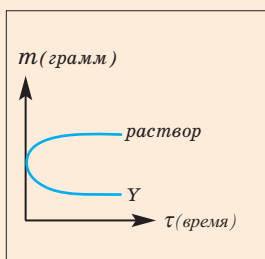
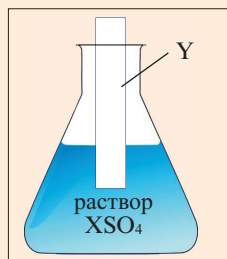
- a) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ b) AgNO_3
c) MgSO_4 d) CuCl_2
e) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ f) Na_2S
g) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ h) KF

7) Какие из нижеприведенных могут быть X, Y, Z и T?

Электролиты	Продукты электролиза раствора	
	На катоде	На аноде
X	Me	O_2
Y	H_2	O_2
Z	H_2	галоген
T	Me	галоген

- a) NaNO_3 b) MgCl_2
c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ d) CuBr_2
e) K_2SO_4 f) KI
g) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
h) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$

8) Какие металлы могут быть X и Y согласно рисунку и графику?



- | | |
|-------|----|
| X | Y |
| a) Fe | Zn |
| b) Cu | Zn |
| c) Fe | Cu |
| d) Cu | Fe |
| e) Zn | Fe |

9) Определите Y и X.

Продукты электролиза водного раствора соли MeX	
Мольное количество щелочи, полученной в растворе	Объем газа, выделенного на катоде (при н.у.), в литрах
0,5	Y

- | | |
|-------|------|
| X | Y |
| a) Br | 5,6 |
| b) I | 11,2 |
| c) Cl | 5,6 |
| d) Br | 22,4 |
| e) Cl | 11,2 |



10) На основе таблицы определите X и массу (в граммах) NaOH, потраченную на полную нейтрализацию кислоты, полученной в растворе.

Продукты электролиза водного раствора CuSO ₄	
На катоде	На аноде (при н.у.)
3,2g Cu	Xl (O ₂)

A_r(Cu)=64; M_r(NaOH)=40

X	m(NaOH)
a) 1,12	8
b) 2,8	4
c) 5,6	2
d) 1,12	4
e) 2,8	2

11) При электролизе водного раствора каких электролитов на электродах всегда получается один и тот же продукт?

1) CuSO₄ 2) NaOH 3) AgNO₃ 4) K₂SO₄ 5) KCl 6) Na₂CO₃ 7) NaBr 8) K₃PO₄

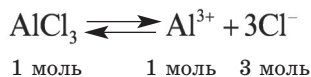
12) При электролизе водного раствора каких веществ объем выделенных на катоде и аноде газов (при н.у.) бывает равным?

1) Na₂SO₄ 2) NaCl 3) KI 4) CaCl₂ 5) NaBr 6) K₃PO₄

48. Факторы, влияющие на процесс электролиза.

Применение электролиза

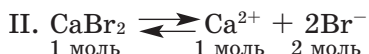
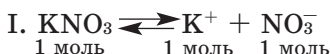
Процесс электролиза связан с электропроводной способностью растворов. Способность растворов к электрической проводимости зависит в первую очередь, от концентрации ионов. Чем больше концентрация ионов, тем сильнее электропроводность раствора. Например, среди растворов солей KCl, Ba(NO₃)₂, AlCl₃ с концентрацией в 1 моль/л (т.е. 1 М) каждой из них наибольшая электрическая проводимость будет у AlCl₃. Это обусловлено тем, что раствор этой соли обладает как наибольшим количеством ионов, так и более высокой концентрацией.



Задача 1. Определите ряд возрастания электрической проводимости растворов.

1л 1М KNO ₃ раствор	1л 1М CaBr ₂ раствор	1л 1М Al ₂ (SO ₄) ₃ раствор
I	II	III

Решение: Наибольшая электрическая проводимость будет в том растворе, в котором больше всего образуется ионов (т.е. наибольшая концентрация ионов).



Тогда: I < II < III



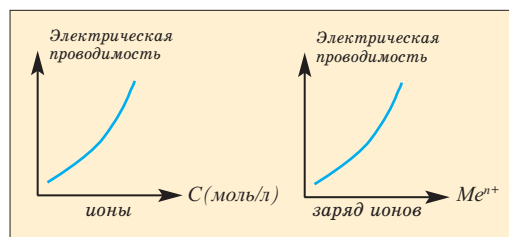
Вторым фактором, влияющим на электрическую проводимость, является заряд ионов. Ясно, что электрическая проводимость будет наибольшей в том из растворов с содержащимися в них различными катионами одинаковой концентрации при одинаковых условиях, в котором заряд катиона более высокий. Например, среди растворов с одинаковой концентрацией 1 М ионов Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} в каждом из них наибольшей электрической проводимостью будет обладать раствор с ионами Al^{3+} .

Задача 2. Определите ряд возрастания электрической проводимости растворов.

1 л 1 М Na^+ раствор	1 л 1 М Mg^{2+} раствор	1 л 1 М Al^{3+} раствор
I	II	III

Решение: Наибольшая электрическая проводимость будет в том из растворов с одинаковой концентрацией, в котором имеется более высокий заряд катиона. Тогда: $\text{I} < \text{II} < \text{III}$

Третьим фактором, влияющим на электрическую проводимость раствора, является подвижность ионов. Чем выше скорость ионов, тем больше число освобожденных за единицу времени от зарядов ионов на электродах. Это, в свою очередь, повышает электрическую проводимость раствора. Например, по сравнению с другими ионами скорость ионов OH^- больше в три раза, а ионов H^+ — в пять раз. Вот почему растворы сильных кислот и щелочей с одинаковой молярной концентрацией по сравнению с растворами солей лучше проводят электричество.



Поэтому при электролизе чистой воды (чистая вода не проводит электрический ток), для повышения ее способности к электропроводности, в воду добавляют немного раствора кислоты и щелочи.

Применение электролиза. Электролиз применяется при получении активных металлов (Na , K , Ca , Mg , Al), меди (Cu), некоторых неметаллов (Cl_2 , F_2) и щелочей (NaOH , KOH). Электролизом также пользуются для покрытия поверхности металлических предметов никелем, хромом, цинком оловом, золотом и другими стойкими против коррозии металлами.



49. Гидролиз солей

Несмотря на отсутствие ионов H^+ и OH^- в составе нормальных солей, их водные растворы показывают щелочную, кислую или нейтральную реакцию. Эта особенность водных растворов солей объясняется гидролизом (*hidro* — вода, *lisis* — разложение).

Реакции, протекающие с образованием слабых электролитов в результате взаимодействия ионов соли и молекул воды, называются гидролизом солей.

Другими словами, **гидролизом называют разложение солей под воздействием воды.**

В зависимости от природы солей, они подвергаются или не подвергаются гидролизу. Если хотя бы одна из кислот или оснований, образующих соль, будет слабой, то такая соль подвергается гидролизу. Нерастворимые в воде соли гидролизу не подвергаются.

Так как гидролиз является обратимым процессом, в системе образуется динамическое равновесие. Гидролиз солей, образованных из многоосновных кислот или многокислотных оснований, протекает ступенчато. Гидролизные реакции записываются как в виде молекулярного, так и в виде ионного уравнений.

По наличию или отсутствию процесса гидролиза соли подразделяются на четыре группы:

1) Соли, образованные сильными кислотами (HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI) и сильными основаниями ($LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$).

2) Соли, образованные сильными кислотами и слабыми основаниями ($Me(OH)_n$ $Me \Rightarrow Be, Mg, Zn, Al, Cr, Fe, Cu, Hg, Ag, Mn, NH_4^+$ и др.).

3) Соли, образованные слабыми кислотами (H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , $HCOOH$, CH_3COOH и др.) и сильными основаниями.

4) Соли, образованные слабыми кислотами и слабыми основаниями.

При гидролизе реакция среды определяется природой соответствующих кислоты и основания, образующих соль, иными словами, соотношением концентраций ионов H^+ и OH^- .

Рассмотрим отдельно гидролиз группы солей, указанных выше.

1) **Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями** (Na_2SO_4 , K_2SO_4 , $Me(NO_3)_n$, MeX_n , $Me \Rightarrow Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, X \Rightarrow Cl, Br, I$), гидролизу не подвергаются, среда протекания реакции бывает нейтральной, цвет лакмуса (фиолотовый) не меняется.

2) **Соли, образованные сильными кислотами и слабыми основаниями** ($Me_x(SO_4)_y$; MeX_n);

$X \Rightarrow Cl, Br, I, Me \Rightarrow Be, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Mn, NH_4^+, Cu$

$Me(NO_3)_n$ $Me \Rightarrow Be, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Mn, NH_4^+, Cu, Hg, Ag$ — подвергаются гидролизу. При гидролизе таких солей катион подвергается гидролизу (гидролиз по катиону) среда реакции бывает кислой, лакмус окрашивается в красный цвет. Если валентность катиона больше валентности аниона, на 1-ой ступени гидролиза всегда образуется основная соль. При полном гидролизе таких солей число ступеней гидролиза



бывает равным числу кислотных остатков. Гидролиз солей в основном протекает на 1-ой ступени, очередные ступени бывают слабее.

Для составления краткого ионного уравнения гидролиза следует:

- написать уравнение диссоциации соли;
- определить природу аниона и катиона (установить катион слабого основания или анион слабой кислоты);
- написать полное ионное уравнение реакции (так как вода является неэлектролитом, ее формулу оставить как есть);
- путем сокращения ионов, не участвующих в реакции, определить краткое ионное уравнение.

Например: Определим ступени гидролиза $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

I ступень. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3$ молекулярное уравнение

$\text{Al}^{3+} + 3\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ полное ионное уравнение

$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ краткое ионное уравнение

II ступень. $\text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{HNO}_3$

$\text{Al}(\text{OH})^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

$\text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$

III ступень. $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{HNO}_3$

$\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

$\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}^+$

Таким образом, гидролиз солей, образованных многокислотными основаниями, протекает ступенчато. Так как в результате скопления ионов H^+ равновесие смещается влево, II и III ступени протекают очень слабо.

Из этого примера можно сделать такой вывод, что при гидролизе солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами, гидролиз обуславливается катионом (вот почему гидролиз таких солей называют гидролизом по катиону), среда реакции бывает кислой, лакмус окрашивается в красный цвет.

Если валентность металла и кислотного остатка равна двум, то на первой ступени гидролиза таких солей получается основная соль, число ступеней гидролиза равно валентности кислотного остатка.

I ступень. $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

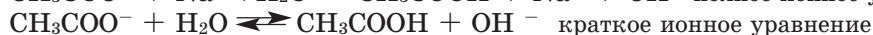
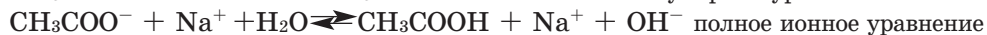
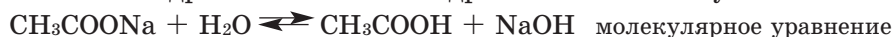
II ступень. $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

3) Соли образованные сильными основаниями и слабыми кислотами (Na_3PO_3 , K_3PO_4 , HCOONa , HCOOK , CH_3COOK , Na_2CO_3 , K_2CO_3 , Na_2S , K_2S , Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 и др.), подвергаются гидролизу, при этом среда показывает щелочную реакцию, лакмус окрашивается в синий цвет. Если валентность катиона меньше валентности аниона, то гидролиз соли протекает ступенчато (гидролиз в основном протекает на 1-ой ступени). Если валентность металла меньше валентности кислотного ос-

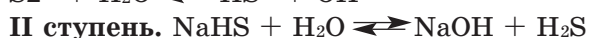
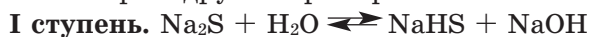


татка, на 1-ой ступени гидролиза всегда получается кислая соль, число гидролизных ступеней бывает равным валентности кислотного остатка.

Так как при гидролизе этих солей анион подвергается гидролизу, то такой гидролиз называют гидролизом по аниону.

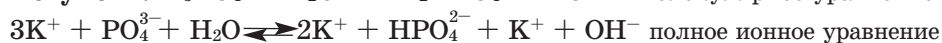


Рассмотрим другой пример.



С увеличением концентрации скопившихся ионов OH^- равновесие смещается влево. Поэтому гидролиз протекает только на 1-ой ступени.

Рассмотрим еще один пример относительно гидролиза этого типа солей.



2-я и 3-я ступени гидролиза протекают очень слабо. Гидролиз Na_3PO_4 и K_3PO_4 протекает в основном на 1-ой ступени.

4) Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, HCOONH_4 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Al_2S_3 , Cr_2S_3) легче подвергаются гидролизу, среда реакции в основном нейтральная, цвет лакмуса (фиолетовый) не меняется. Так как при гидролизе этого типа солей гидролиз обуславливается как катионом, так и анионом, вид гидролиза определяется как по катиону, так и по аниону. Иногда при гидролизе такого типа солей реакция среды зависит от величины константы диссоциации кислоты и основания, полученных в результате диссоциации. Например, из-за того, что константы диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH и гидроксида аммония (NH_4OH), полученных в результате гидролиза ацетата аммония – $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, примерно равны, среда показывает нейтральную реакцию, цвет лакмуса не меняется.



Но так как константа диссоциации ($1,8 \cdot 10^{-5}$) гидроксида аммония (NH_4OH), образованного при гидролизе карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, больше константы диссоциации иона, HCO_3^- ($4,8 \cdot 10^{-11}$), раствор проявляет слабое основное свойство.



Так как гидролиз является обратимым процессом, то если исключить полученные продукты из среды реакции, т.е. при образовании нерастворимых в воде основания и кислоты, гидролиз протекает до конца.



Например:



Проверка знаний и способностей

1) Что называют гидролизом?

2) Определите соответствие.

Среда, образованная при растворении
в воде соли

Соли

1) нейтральная

a) K_3PO_4

b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

2) кислая

c) ZnCl_2

d) Na_2SO_4

3) щелочная

e) CuSO_4

f) Na_2CO_3

g) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

3) Определите соответствие.

Среда, образованная при растворении
в воде соли

Соли

1) щелочная

a) ZnSO_4

b) NaNO_3

c) CH_3COONa

2) нейтральная

d) Na_3PO_4

e) AgNO_3

f) CaCl_2

3) кислая

g) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

4) Определите соответствие.

Продукт гидролиза соли

Соли

1) основная соль

a) Na_2CO_3

b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

2) кислая соль

c) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

d) K_3PO_4

3) нет

e) K_2S

f) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

5) Определите соответствие.

Продукт гидролиза соли

Соли

1) кислая соль

a) CuCl_2

b) KNO_3

2) нет

c) Na_2S

d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

3) основная соль

e) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

f) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

6) Определите соответствие.

Вид гидролиза соли

Соли

1) по аниону

a) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

b) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

c) Na_2CO_3

2) по катиону

d) Na_2SO_4

e) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

3) как по аниону,

f) CuSO_4

g) K_3PO_4

так и по катиону

7)

X^+

A^{2-}



1) Na^+

CO_3^{2-}



2) K^+

SO_4^{2-}

Какими ионами могут быть X^+ и A^{2-} ?

3) Na^+

SO_3^{2-}

4) K^+

NO_3^-

5) Na^+

S^{2-}



8) Определите соответствие.**В водном растворе соли**

- 1) катион подвергается гидролизу
- 2) анион подвергается гидролизу
- 3) гидролизу подвергается и анион, и катион

Соли

- | | |
|---------------------------------|-------------------------------|
| a) Na_2S | b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ |
| c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | d) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ |
| e) Na_3PO_4 | f) ZnCl_2 |
| g) MgSO_4 | |

9) Определите соответствие.**Вещество, добавленное в водный раствор соли для ослабления гидролиза**

- 1) сильная кислота
- 2) щелочь

Соли

- | | |
|-------------------------------|--------------------------|
| a) CH_3COONa | b) ZnCl_2 |
| c) Na_2CO_3 | d) MgSO_4 |
| e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | f) Na_2S |

10) Какие соли подвергаются гидролизу до конца?

- 1) Na_3PO_4
- 2) Al_2S_3
- 3) K_2SO_4
- 4) Cr_2S_3
- 5) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

50. Факторы, влияющие на гидролиз. Степень гидролиза

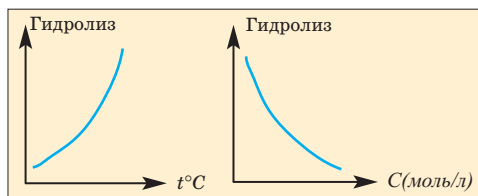
1) Влияние температуры. Усиление гидролиза при нагревании раствора нормальной соли объясняется возрастанием диссоциации воды, являющейся эндотермическим процессом.



Наоборот, при охлаждении раствора соли гидролиз ослабевает.

2) Влияние концентрации раствора. При увеличении концентрации раствора соли (т.е. при добавлении одной и той же соли) гидролиз ослабевает.

Значит, для усиления гидролиза нормальной соли одновременно следует уменьшить концентрацию раствора (путем добавления воды) и увеличить температуру. Эти последовательности выражены посредством нижеприведенных графиков.



Для ослабления или предотвращения гидролиза следует добавить в раствор вещество или же той же соли, создающих среду. Если при гидролизе соли среда кислая, то при добавлении в раствор кислоты, создающей эту среду, гидролиз ослабевает. Точно так

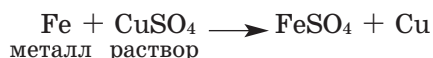
же, если среда основная, то добавлением в раствор этой же щелочи можно ослабить гидролиз. Например, для ослабления гидролиза Na_2CO_3 в раствор следует добавить создающую среду NaOH , при гидролизе $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — добавить создающую среду H_2SO_4 или соответствующую соль.

Примечание: Растворы солей, подвергающихся гидролизу, нельзя хранить в посуде, изготовленной из амфотерных металлов (Be , Zn и Al). Потому что, независимо от того, кислая это или щелочная среда, эти металлы (Be , Zn , Al), будучи амфотерными, вступят в реакцию с веществом, создающим среду.



Водный раствор любой соли нельзя хранить в посуде, изготовленной из металла, более активного по сравнению с ее катионом. Потому что металл, из которого изготовлена посуда, вытеснит катион соли.

Например:



Степень гидролиза. Для количественной характеристики гидролиза солей используют понятие степень гидролиза.

Степень гидролиза (α_r) равна отношению числа подвергнутых гидролизу молекул (n_r) к их исходному числу (N_n), то есть:

$$\alpha_r = \frac{n_r}{N_n} \quad \text{или} \quad \alpha_r = \frac{n_r}{N_n} \cdot 100\%$$

По мере повышения температуры степень гидролиза возрастает. Причиной этого является усиление диссоциации воды под действием температуры.

В некоторых случаях наблюдается ослабление гидролиза. Если в кислую среду, образованную в результате гидролиза, добавить кислоту, а в основную среду добавить щелочь, степень гидролиза уменьшится.

Проверка знаний и способностей

- 1) Что называют степенью гидролиза?
- 2) Вычислите степень гидролиза, если из полностью растворенных в воде 400 молекул соли 100 подвергаются гидролизу.
- 3) Какие опыты следует провести для того, чтобы сместить вправо (в сторону продукта) процесс



- a) Добавить в систему сложный эфир
- b) Добавить в систему спирт
- c) Устранить из системы карбоновую кислоту
- d) Добавить в систему карбоновую кислоту
- e) Устранить из системы спирт

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

Реакции обмена между растворами электролитов:

1. Реакции, идущие с образованием осадка. Налейте в пробирку 3–4 мл раствора серной кислоты. Добавьте в него немного раствора хлорида бария. При этом в пробирке образуется осадок белого цвета.

Задание. Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде. Объясните причину образования осадка.

2. Реакции, идущие с выделением газа. Налейте в пробирку немного раствора соды. Добавьте в него столько же серной кислоты. Выделяется газ без запаха.

Задание. Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения происходящей реакции.

3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующего вещества. Налейте в пробирку немного раствора гидроксида кальция и добавьте 2–3 капли фенолфталеина. Когда раствор получит малиновый цвет, налейте соляной кислоты до обесцвечивания раствора.

Задание. Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения происходящей реакции. Поясните, почему в пробирке произошло обесцвечивание.





Ответы вопросов и заданий

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
1	1. c 2. a, e 3. b	1. a, c, e 2. b, d	1. a, c, e 2. b, d	1. b, d, f 2. a, e 3. c	2, 4, 5	1. a 2. b 3. c		X ⇒ 1; 4 Y ⇒ 3; 6 Z ⇒ 2; 5	b	1. e 2. c 3. a, b, d			
2	1. c, e 2. a 3. b, d	56	2, 4, 6	3, 4, 5, 6, 9	2, 3, 4, 5, 6	CuO ⇒ 10 q Y(H ₂) ⇒ 28 π Cu ⇒ 8 r	X; 2, 4, 6 Y; 1 Z; 3	X ⇒ 3 Y ⇒ 1; 6 Z ⇒ 2, 4, 5	2; 4	2; 4; 5; 6			
3	1. c, e, g 2. b, d 3. a, f	1. a, b, e 2. c, d, f	1; 3; 4; 5	1; 3; 5		X ⇒ 2; 4 Y ⇒ 1; 5 Z ⇒ 3; 6	X ⇒ 2; 6 Y ⇒ 1; 4; 7 Z ⇒ 3; 5	X ⇒ 2; 4 Y ⇒ 1; 3; 5	1; 3	2; 4			
4	X ⇒ 2, 3, 4, 7 Y ⇒ 1 Z ⇒ 5, 6	2, 3, 5	X; NaHCO ₃ Y; Na ₂ CO ₃ Z; NaHCO ₃	C	X ⇒ 2; 5 Y ⇒ 4 Z ⇒ 3 T ⇒ 1	2; 4	2; 4	X ⇒ 1; 4 Y ⇒ 2; 5 Z ⇒ 3; 6	X ⇒ 2; 4; 5 Y ⇒ 1; 3; 6				
5	X ⇒ 2; 5 Y ⇒ 1; 4 Z ⇒ 3	X ⇒ 2; 5 Y ⇒ 3; 6 Z ⇒ 1; 4; 7		X ⇒ 1; 3 Y ⇒ 2; 6 Z ⇒ 1; 5	X ⇒ 2; 4 Y ⇒ 3 Z ⇒ 5	1 ⇒ b; d 2 ⇒ a 3 ⇒ c; e	X ⇒ 2 Y ⇒ 3 Z ⇒ 1						
6	1, 3, 5, 6	2, 4, 6	X ⇒ c, f Y ⇒ b, d Z ⇒ a, e	1; 3; 5	X; CuSO ₄ Y; Cu(HSO ₄) ₂ Z; (CuOH) ₂ SO ₄	X, Y	X ⇒ 2; 4, 6 Y ⇒ 1 Z ⇒ 3	X ⇒ лакмус Y ⇒ бесцв. Z ⇒ розовый	1) c 2) b, d 3) a				
7	1. b, f 2. a, e 3. d 4. c	X; норм. Ca ₃ (PO ₄) ₂ Y; Al(OH)(SO ₄) ₂ основный Z; норм. CuCl ₂ T; кислотный Na ₂ HPO ₄ Z ⇒ двойной Na ₄ KPO ₄	2; 4; 6	2; 4	1; 3; 5	2; 4	1; 3	1. b, e 2. a, d 3. c	X ⇒ основный Mg(OH)NO ₃ Y ⇒ норм. Na ₂ SO ₄ Z ⇒ двойной NaKSO ₄ T ⇒ норм. KCl				
8	1. b, f 2. a, e 3. c, g	X ⇒ b, f Y ⇒ a, e Z ⇒ c, d	1) b, d, g 2) a, c, e, f	2; 4; 6	1; 3; 5	1. b, c 2. a, d, e	10	X ⇒ b, d Y ⇒ a Z ⇒ c	5				
9	X ⇒ H ₃ PO ₄ Y ⇒ (NH ₄) ₂ HPO ₄ Z ⇒ NH ₃	X ⇒ CuSO ₄ Y ⇒ Cu(OH) ₂ Z ⇒ CuO	X ⇒ SO ₂ Y ⇒ SO ₃ Z ⇒ H ₂ O	X ⇒ C Y ⇒ a Z ⇒ b, e	1) X; b 2) Y; c 3) Z; a, d	x; z	z	A	X ⇒ Cu(OH)Cl Y ⇒ Cu(OH) ₂ Z ⇒ HNO ₃	X ⇒ H ₂ Y ⇒ Zn Z ⇒ CuO	X Y Z T	2; 4; 5	

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
10	1. c, e 2. b, f 3. a	1. a, d 2. b, c	1. a, d 2. b, e 3. c	1. b, d 2. a, c, e	1. b, e 2. a 3. c	1) a, d 2) c 3) b	1) a, e 2) b, d 3) f	1, 2, 5	2, 3, 4, 5	1, 4, 5				
11	3	0,12	0,5	0,2	1) a, c 2) b, d, e	$\text{O}:\text{H}_2=1,2$ $\text{O}:\text{NH}_3=0,8$	1;3;5	1;3;4;6	0,025					
12	1,4	1. b 2. a, d, e 3. c	1. a 2. b 3. c	1,28	3	$X \Rightarrow 15$ $Y \Rightarrow 4$	120	10	1. a 2. c 3. b, e	2,3				
17	2; 4; 6	2; 4; 6					I. 2 II. 8 III. 8	v	К. цикл 3 В. цикл 4	II A металл VII A г/м	d	3	VII A	VIII A
18	$\text{X}^{\text{III}}, \text{X}^0$ X	X,Y,Z	27	18	$A_r=80$ $N(\text{P})=35$ $N(\text{n})=45$	22	35,5	N_A	X,Z	X,Z		64		
19	1;3	3) $N(\text{e}^-)=18$ $N(\text{O}^-)=9$ 4) $N(\text{e}^-)=32$ $N(\text{O}^-)=16$	17	16;6	6	36	2	30	52	35	6	4		
20	X;Z	10	$a \Rightarrow \text{P}$ $b \Rightarrow \text{S}$ $c \Rightarrow \text{d}$ $e \Rightarrow \text{P}$	Y;Z	$a \Rightarrow 3$ VII A	X	3; 5	18	a	c	3,5	5;2;1; 3;4	c	b
21	$X \Rightarrow 1; 4_0$ $Y \Rightarrow 5$ $Z \Rightarrow 2$	52	26	$X \Rightarrow 24$ $Y \Rightarrow 13$ $Z \Rightarrow 29$	$X \Rightarrow 1\text{B}$ $Y \Rightarrow 1\text{B}$ $Z \Rightarrow 1\text{B}$	18	a) 10 b) 0 c) VIII A	$X \Rightarrow 2$ $Y \Rightarrow 3$ $Z \Rightarrow 1$	a) 3 b) 4	a) 3 b) 5				
22	2;4;6	1;3;5	X; Y; T	7	2;4;6	VII A	II A; VIII A	2	$a \Rightarrow 4; b \Rightarrow \text{IVB}$ $c \Rightarrow 2; 3d^2 4s^2$					
23	1;3;4	Y; Z; T	2; 4; 6; 8	Y; T	a) 1; 3; 5 b) 2; 4; 6	c	b	1) b, d 2) c 3) a	2; 4; 5; 3; 1	1) b, d 2) a, c	1) b, d 2) a, c, e	1; 3; 5		
24			2; 5; 3; 6; 5; 4		$X \Rightarrow \text{II A}$ $Y \Rightarrow \text{I A}$ $Z \Rightarrow \text{IV A}$ $T \Rightarrow \text{III A}$	3	X; E	1) b, f, e 2) b, e, f 3) d	1) a, c, g 2) a, e, f 3) d	3; 1; 5; 2; 4 3; 1; 5; 2; 4	2; 4; 3; 1 2) a, c, e	1) b; d 2) a 3) c; e	2; 4; 5; 3; 1	





№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
25	2;4	$a \Rightarrow 2; 4;$ $b \Rightarrow 1; 3; 5$				2;4;6;5;1;3	1) a,e 2) b 3) f							
26			8	2;3;5;6	3;2;1;4	C	E							
27			$2=4<3<1$	50	1;2;4	25	20	D	C					
28			1) b,d,f 2) a,c,e,g	1) b,d,e 2) a,c	2; 4	1) b,d,f 2) a,c,e,g	1) a,d 2) b 3) c,e	b	2; 4	1) b,e 2) c 3) a	2, 3, 5			
29				1;3;4	1;4;5	26	$\Pi.К. \Rightarrow 4$ $НЕП.К. \Rightarrow 2$	1;3;5;6	$\Pi.К. \Rightarrow 6$ $НЕП.К. \Rightarrow 5$	2;3;1	4;2;3;1			
30		$X \Rightarrow 12$ $Y \Rightarrow 3$ $Z \Rightarrow 6$ $T \Rightarrow 9$	24	1; 2; 4; 6	1) b, d 2) a, c, e	a, b, d, e	a, c, b, e, d	1) d, f 2) a, e 3) b, c	1) b, e 2) c 3) a; d	22	2;4	1; 2; 4		
31		1) b, f 2) c, e 3) a, d, g	B	2; 3; 6	1) c 2) a, d 3) b, e	b	2; 1; 4; 3; 5	2; 3; 1; 4	C	1; 3	2			
32				1;3;5;6	$\text{парп.} \Rightarrow 4; 6$ $\text{соxp.} \Rightarrow 1; 2$	2;4;6	1;3;5			$\text{парп.} \Rightarrow 3; 5$ $\text{соxp.} \Rightarrow 1; 2$				
33		4		1;3;4;6	1;3;5;6;7	1) c,e 2) a,f 3) b 4) d	2; 4	1; 3; 5; 6	1; 3; 5	1; 3; 5; 6	1) c 2) d 3) b	1; 2; 4; 5		
34	2; 4; 6	$X \Rightarrow 16$ $Y \Rightarrow 15$	$n=1$ $m=2$	13	1) sp^2 2) sp^2 3) sp^2 4) sp^2	1) -2 2) -1 3) 0 4) -1	1) a, c, e 2) b, d							
35					1; 3	5; 1; 4; 3; 2	2; 4	c, d	a	1) c 2) a, d 3) b, e	2; 6; 4; 3; 2; 4; 1; 1; 5; 5; 3; 6			
36	3	4	1	33	6	5	6	a	1; 3	11				

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
38	1) b, c 2) d 3) a, e	a) 20% b) 5 c) 8 d) 80% e) 4, 4	a, c	X ⇒ NH ₃ Y ⇒ N ₂ O Z ⇒ H ₂ S	X ⇒ c, e Y ⇒ b, d, e Z ⇒ a	1) 75% 2) 3 3) 2 4) 8 5) 3, 4								
39			1) b, d, e 2) a, c, f	1, 3	2, 4		1) a, d 2) b 3) c, e	2, 4	2, 3; 5	1) b, d 2) a, c, e	2, 3	3, 2, 1		
40		2, 4; 6; 8	a, b; c; d	X ⇒ a, d, f Y ⇒ b, c, e			7	5	57, 2					
41	1) c 2) a 3) b, d	1) b, c 2) a, e	X ⇒ H ⁺ Y ⇒ OH ⁻	e	1) c, e 2) a, d 3) b	X ⇒ красный Y ⇒ бесцвет. Z ⇒ метил-оранж.	X ⇒ фиолетовый Y ⇒ фенолфталеин Z ⇒ желтый	c						
42	1) c, e, f 2) b, g	2, 4	1) b, g 2) c, e 3) a, d, f	2, 4; 5; 8	1, 4	1, 204 · 10 ²³	2, 408 · 10 ²³	0, 75	1, 3; 5	2, 4	2; 1; 3	3; 2, 1		
43			1) a, d 2) b 3) c, e		320	60	23	1600	0, 02	A	1	2		
44	a	40	3, 1, 2		1, 2, 3, 4, 5	C	1, 3							
45	C	3, 4, 5	1) b, d, e 2) a 3) c	1) b, d, e 2) a 3) c	1; 2; 4; 6	13	1) a 2) b 3) c	1) a 2) c 3) b	2, 3; 5	2, 4	I, 1; 3; 4 II, 1; 4 III, 1; 4 IV, 1			
46		1, 8	1, 12	1) b, d 2) b, e 3) c, f	23, 2	64	1, 12	e						
47	Ag ⁺ I ₂	C	X ⇒ b, d, f Y ⇒ a, c, e	X ⇒ b, d, f, h Y ⇒ a, c, e, g	X ⇒ b, c, e, g Y ⇒ a, d, f, h	X ⇒ a, c, e, g Y ⇒ b, d, f, h	X ⇒ c, h Y ⇒ a, e, g Z ⇒ b, f T ⇒ d	1; 2	C	X ⇒ 1, 12, π 4 г NaOH	2; 4; 6; 8	2; 4		
49		1) b, d 2) c, e, g 3) a, f	1) c, d 2) b, f 3) a, e	1) b, c 2) a, d, e 3) f	1) c, d 2) b, g 3) a, e	1) c, g 2) a, f 3) b, e	1; 3; 5	1) b, c, f, g 2) a, e 3) d	1) b, d, e 2) a, c, f	2, 4				



BURAXILIŞ MƏLUMATI

KİMYA 8

Ümumtəhsil məktəblərinin 8-ci sinfi üçün

Kimya fənni üzrə

DƏRSLİK

(Rus dilində)

Tərtibçi heyət:

Müəlliflər

Rəfiqə Əlirza qızı Əliyeva

Vaqif Məhərrəm oğlu Abbasov

Abel Məmmədəli oğlu Məhərrəmov

Mütəllib Məhərrəm oğlu Abbasov

Sevinc Rafik qızı Hacıyeva

Nasim Əjdər oğlu Abışov

Vəli Səfər oğlu Əliyev

Akif Hübət oğlu Əliyev

Tərcüməçi

Elşadə Əzizova

Redaktor

Elşadə Əzizova

Bədii və texniki redaktor

Abdulla Ələkbərov

Dizaynerlər

Səadət Quluzadə, Təhmasib Mehdiyev

Korrektor

Ülkər Şahmuradova

Azərbaycan Respublikası Təhsil Nazirliyinin

08.06.2015-ci il tarixli 645 №-li

əmrinə təsdiq edilmişdir.

© Azərbaycan Respublikası Təhsil Nazirliyi – 2018

Müəlliflik hüquqları qorunur. Xüsusi icazə olmadan bu nəşri və yaxud onun hər hansı hissəsini yenidən çap etdirmək, surətini çıxarmaq, elektron informasiya vasitələri ilə yaymaq qanuna ziddir.

Hesab-nəşriyyat həcmi 12,42. Fiziki çap vərəqi 12,5. Formatı 70x100¹/₁₆.

Səhifə sayı 200. Ofset kağızı. Məktəb qarnituru. Ofset çapı.

Tiraj 1353. Pulsuz. Bakı–2018.

«Aspoliqraf LTD» MMC

Bakı, AZ 1052, F.Xoyski küç., 121^B

PULSUZ

Əziz məktəbli!

Bu dərslik sənə Azərbaycan dövləti tərəfindən bir dərs ilində istifadə üçün verilir. O, dərs ili müddətində nəzərdə tutulmuş bilikləri qazanmaq üçün sənə etibarlı dost və yardımçı olacaq.

İnanırıq ki, sən də bu dərsliyə məhəbbətlə yanaşacaq, onu zədələnmələrdən qoruyacaq, təmiz və səliqəli saxlayacaqsan ki, növbəti dərs ilində digər məktəbli yoldaşın ondan sənə kimi rahat istifadə edə bilsin.

Sənə təhsildə uğurlar arzulayırıq!