

ХИМИЯ

УЧЕБНИК





Azərbaycan Respublikasının Dövlət Himni

**Musiqisi *Üzeyir Hacıbəylinin,*
sözləri *Əhməd Cavadındır.***

Azərbaycan! Azərbaycan!
Ey qəhrəman övladın şanlı Vətəni!
Səndən ötrü can verməyə cümlə hazırız!
Səndən ötrü qan tökməyə cümlə qadırız!
Üçrəngli bayrağınla məsud yaşa!
Minlərlə can qurban oldu!
Sinən hərbə meydan oldu!
Hüququndan keçən əsgər,
Hərə bir qəhrəman oldu!

Sən olasan gülüstan,
Sənə hər an can qurban!
Sənə min bir məhəbbət
Sinəmdə tutmuş məkan!

Namusunu hifz etməyə,
Bayrağını yüksəltməyə
Cümlə gənclər müştəqdir!
Şanlı Vətən! Şanlı Vətən!
Azərbaycan! Azərbaycan!



ГЕЙДАР АЛИЕВ
ОБЩЕНАЦИОНАЛЬНЫЙ ЛИДЕР
АЗЕРБАЙДЖАНСКОГО НАРОДА

МУТАЛЛИМ АББАСОВ, ВАГИФ АББАСОВ,
АБЕЛЬ МАГЕРРАМОВ, РАФИГА АЛИЕВА ,
СЕВИНДЖ ГАДЖИЕВА, ГЮНАЙ ГУЛИЕВА,
НАСИМ АБЫШОВ, ВЕЛИ АЛИЕВ, АКИФ АЛИЕВ

УЧЕБНИК
по предмету
ХИМИЯ
для



-го класса

общеобразовательных школ

Замечания и предложения, связанные с этим изданием, просим отправлять на электронные адреса:
aspoligraf.ltd@gmail.com вб **derslik@edu.gov.az**
Заранее благодарим за сотрудничество!



СОДЕРЖАНИЕ

1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

1. Периодический закон. Периодическая система химических элементов	9
2. Модели атомов. Электронные орбитали	13
3. Строение электронного слоя атомов	18
4. Последовательность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами	21
5. Некоторые свойства химических элементов и их периодичность	27
6. Возбужденное состояние атома	32
Пояснение заданий по разделу	35

2. ОКСИД. ОСНОВАНИЕ. КИСЛОТА. СОЛЬ

7. Классификация, номенклатура и физические свойства оксидов	41
8. Получение и химические свойства оксидов	44
9. Классификация, номенклатура и получение оснований	48
10. Физические и химические свойства оснований	52
11. Классификация, номенклатура и методы получения кислот	56
12. Физические и химические свойства кислот	60
13. Классификация, номенклатура и получение солей	63
14. Физические и химические свойства солей	68
15. Генетическая связь между классами неорганических соединений	72
Пояснение заданий по разделу	75

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

16. Ковалентная связь	81
17. Виды ковалентной связи	86
18. Пространственное строение молекул. Гибридизация	90
19. Свойства ковалентной связи	95
20. Ионная связь	99
21. Металлическая и водородная связи	102
22. Типы кристаллических решеток	105
23. Валентность. Степень окисления	109
Пояснение заданий по разделу	115

4. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

24. Классификация химических реакций.....	119
25. Окислительно-восстановительные реакции.....	123
26. Составление окислительно-восстановительных реакций.....	126
27. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	130
28. Скорость химических реакций.....	133
29. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.....	136
30. Химическое равновесие.....	141
31. Факторы, влияющие на химическое равновесие.....	145
Пояснение заданий по разделу.....	149

5. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ГИДРОЛИЗ

32. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации.....	159
33. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации.....	164
34. Диссоциация кислот, оснований и солей.....	168
35. Реакции ионного обмена.....	171
36. Электролиз.....	176
37. Гидролиз.....	181
38. Гидратная теория.....	187
Пояснение заданий по разделу.....	191
Относительная электроотрицательность элементов по Полингу.....	194
Растворимость в воде солей, кислот и оснований.....	195
Толковый словарь.....	196

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ, ИСПОЛЬЗОВАННЫЕ В УЧЕБНИКЕ



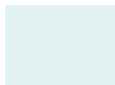
Деятельность



Шкатулка знаний



Опыт



Дополнительная информация



Вопросы и задания

ВСТУПЛЕНИЕ

Дорогие школьники!

Прошёл год с тех пор, как вы ознакомились с предметом «Химия». Хотя вы и начали изучать этот предмет с 7-го класса, однако с химическими явлениями вы знакомы давным-давно. Изучая темы, вы сами становились очевидцами повседневно происходивших в нашей жизни химических явлений.

Для того, чтобы в 8-ом классе продолжить изучение химии, вы должны вспомнить те понятия, которые изучали в прошлом учебном году. Тем самым вы сумеете легче усвоить изучаемые материалы в новом учебном году.

Чтобы помочь вам, мы ещё раз напоминаем основные понятия, пройденные в 7-ом классе. Предмет химии – это превращение веществ друг в друга, т.е. химические реакции.

В зависимости от условий, химические реакции – реакции взаимодействия веществ, могут протекать с различной скоростью.

Реакции могут протекать с выделением и поглощением теплоты, при участии катализатора.

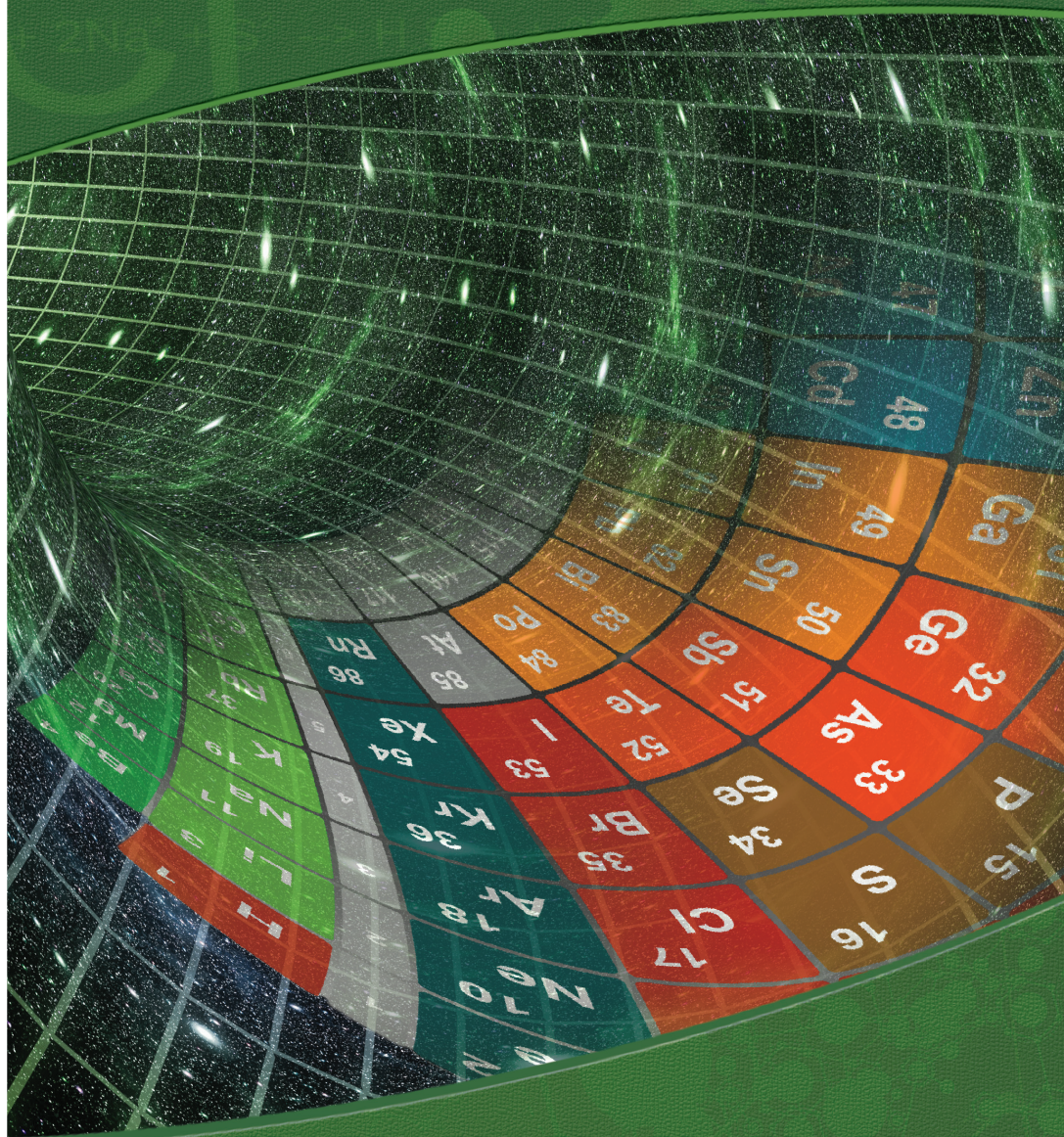
При смешивании веществ не всегда протекает реакция. Здесь возможны различные случаи. Например, вещества не взаимодействуют друг с другом, образуя лишь механическую смесь. Или же, вещества в определенном соотношении взаимодействуют друг с другом, образуя новое вещество.

Вы также в 7-ом классе проходили такие понятия, как относительная атомная, относительная молекулярная, молярная масса. В 8-ом классе вы овладеете ещё более интересными знаниями и умениями. Вы получите информацию о периодическом законе, откроете для себя свойства химических элементов, из которых состоят вещества. Также вы изучите оксиды, образованные известным вам с 7-го класса элементом – кислородом, приобретете очень важные и полезные для вас в повседневной жизни знания об основаниях, кислотах и солях. В 8-ом классе вам предстоит усвоить такие понятия, как химическая связь и др.

Желаем вам успехов в новом учебном году!

От авторов

1 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН



- 
1. *Периодический закон.
Периодическая система химических
элементов*
 2. *Модели атомов. Электронные орбитали*
 3. *Строение электронного слоя атомов*
 4. *Последовательность заполнения
орбиталей энергетических
уровней электронами*
 5. *Некоторые свойства химических
элементов и их периодичность*
 6. *Возбужденное состояние атома*

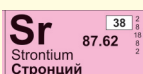
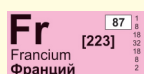
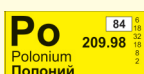
Пояснение заданий по разделу

Периодический закон. Периодическая система химических элементов

1



Какие стадии исторического развития прошла таблица периодической системы? Каких ученых, внесших вклад в создание этой системы и периодического закона, вы знаете?



Как образовались названия химических элементов?

Периодическая система химических элементов всегда привлекала внимание и вызывала интерес своим многообразием и отличительным строением.



«Химическим элементом» называется **вид атомов** с одинаковым зарядом ядра и разными массами.

Таблица периодической системы химических элементов отражает в себе множество важной информации, такие как: знак элемента, его порядковый номер, относительная атомная масса, физические и химические свойства и др.

В качестве составителя таблицы периодической системы химических элементов в первую очередь нам приходит на ум имя русского ученого Д.И.Менделеева. Однако ещё до Д.И.Менделеева были ученые, которые систематизировали химические элементы по группам. Ещё в середине XIX века уже было открыто 63 элемента. Кроме того, ученые уже умели с большой точностью вычислять атомные массы элементов. Увеличение числа химических элементов привело к необходимости их систематизации.



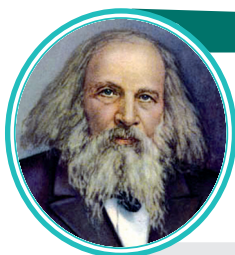
Первая научная попытка по систематизации элементов была принята в 1828 году немецким ученым Иоганн Вольфганг Дёберейнером. Он выявил существование групп схожих элементов (щелочные металлы: Li, Na, K; щелочноземельные металлы: Ca, Sr, Ba; галогены: Cl, Br, I), назвав их «триадами» (трио).



В 1862 году французский ученый Александр Эмиль Шанкуртуа расположил элементы в виде спирали вокруг цилиндра по мере возрастания их атомных масс. При этом схожие элементы оказались расположены друг под другом. Данная спираль известна под названием «Земная спираль».



В 1864 году английский ученый Джон Александр Ньюлендс обнаружил наличие групп семёрок элементов. Он показал, что в этих группах каждый 8-ой элемент, следующий за седьмым, повторяет свойства предыдущего элемента или проявляет схожие с ним свойства. Ньюлендс назвал это «правилом октавы».



В 1869 году Дмитрий Иванович Менделеев на основе периодического закона составил периодическую систему химических элементов. В периодической системе каждый элемент занимает определенную клетку, характеризуется своим порядковым номером и атомной массой. Он вывел закон о периодичности схожих свойств химических элементов. Согласно этому закону, схожие химические свойства элементов и их соединений через определенные интервалы – периоды повторяются.

Периодическая система химических элементов – это графическое изображение периодического закона.

При составлении периодической системы Д.И.Менделеев уточнил атомные массы многих элементов, оставил в таблице пустые места для неоткрытых 29 элементов, заранее с максимальной точностью описав и сообщив свойства и атомные массы 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.



1 марта
1869 года –
дата открытия пе-
риодического закона и
создания первоначаль-
ного варианта перио-
дической системы.

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.*

До сих пор были предложены различные таблицы, графики и схемы, выражающие периодический закон.

В настоящее время пользуются таблицами классической формы – с краткой периодичностью (с 8-ью столбцами) и с длинной периодичностью (с 18-ью столбцами). В современной периодической таблице 118 химических элементов, как встречающихся в природе, так и полученных в результате ядерных реакций, расположены по ряду возрастания порядковых номеров атомов. Ряды элементов, начинающиеся щелочными металлами (в 1-ом периоде –

водородом) и заканчивающиеся инертными газами, расположенные в порядке возрастания зарядов их ядер (порядковых номеров), называются **периодами**. В целом существует 7 периодов и 8 групп.



Доктор химических наук, профессор Аббас Чайхорский (1917–2008) в 70-х годах прошлого века создал наиболее совершенную таблицу периодической системы химических элементов. Кроме того, он предложил 5-ое квантовое число. А. Чайхорский 12 лет являлся председателем комиссии по использованию в мирных целях атомной энергии в бывшем СССР, написал монографию под названием «Химия непутия».

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.

Металлы подгруппы А I (щелочные металлы): Li, Na, K, Rb, Cs, Fe.

Металлы подгруппы А II: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

Из них Ca, Sr, Ba называются щелочноземельными металлами.

Элементы подгруппы А VII (галогены): F, Cl, Br, I, At.

Элементы подгруппы А VIII (инертные газы): He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

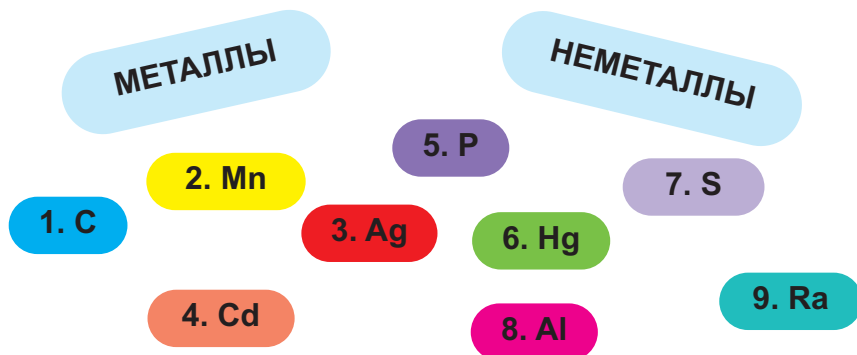
1-ый период состоит из 2-х, 2-ой и 3-ий периоды – каждый из 8-ми, 4-ый и 5-ый периоды – каждый из 18-ти, 6-ой период – из 32-х, а 7-ой период – из 32-х элементов. 1-ый, 2-ой, 3-ий периоды называют **малыми**, а 4-ый, 5-ый, 6-ой и 7-ой периоды – **большими периодами**. Вместе с тем открытие новых химических элементов продолжается. По мере продвижения слева направо, заряд ядра каждого последующего элемента возрастает на +1 и в результате на один электрон становится больше.

Элементы, расположенные после лантана с порядковым номером **57**, называются **лантаноидами**, а элементы, следующие после актиния с порядковым номером **89**, называются **актиноидами**. Каждый из этих рядов состоит из 14 элементов с последовательно обозначенными порядковыми номерами.

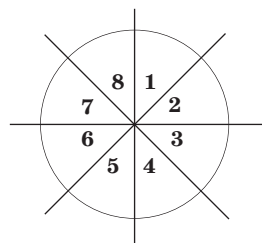
Периодический закон и периодическая система в начале XX века сыграли важную роль в изучении строения атома. Открытие периодического закона также сыграло исключительную роль в развитии естественных наук, в особенности физики, географии, минералогии, биологии, космохимии и др.



1. При помощи стрелок сгруппируйте металлы и неметаллы.

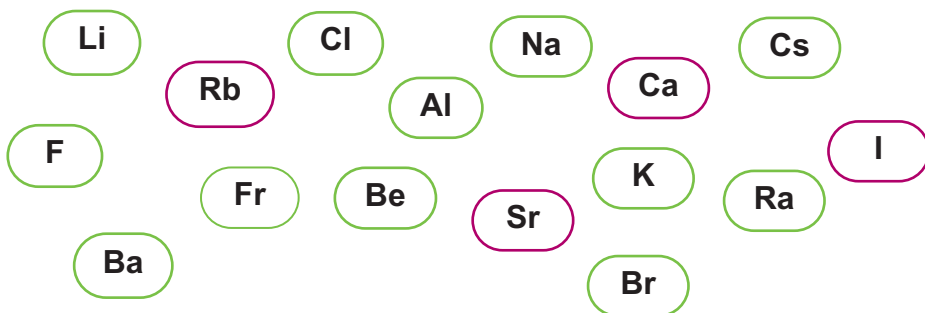


2. Если расположить вокруг поделенного на восемь равных частей круга вначале элементы 2-го периода, затем – элементы 3-его периода, то в каком секторе окажется 13-ый элемент?



3. Сгруппируйте элементы в последовательном порядке.

- ◆ Щелочные металлы _____
- ◆ Щелочноземельные металлы _____
- ◆ Галогены _____
- ◆ Инертные газы _____





s- орбиталь

p- орбиталь



Определите количество s- и p-орбиталей.

Что такое орбиталь? Какими электронными орбиталями обладают атомы? Чем отличаются друг от друга электронные орбитали?

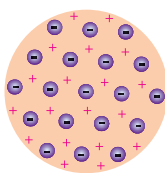


Атом — это мельчайшая электронейтральная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов и содержащая в себе все свойства химического элемента.

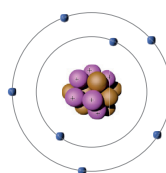
До конца XIX века атомы рассматривались как неделимые частицы. Ряд открытий (радиоактивность, электропроводимость растворов, катодные лучи), осуществленных начиная с 1896-го года, доказали, что атомы являются сложными частицами. После этого ученые начали предлагать свои модели атома, раскрывающие суть этих частиц.



Модель Дальтона

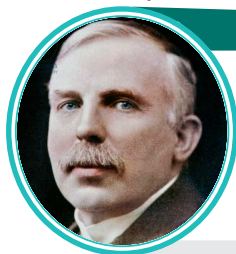


Модель Томсона



Модель Резерфорда

Наиболее приемлемая модель атома была предложена в 1911-ом году английским ученым Э.Резерфордом.



Эрнест Резерфорд после ряда проведённых опытов пришел к выводу, что атом обладает планетарным строением. Атом — это шарообразная нейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра в центре, вокруг которого по определенным орбитам на большой скорости вращаются отрицательно заряженные электроны.

По этой модели движение электронов было уподоблено вращательному движению планет вокруг Солнца. Исходя из этого, модель Резерфорда получила название **планетарной модели**.

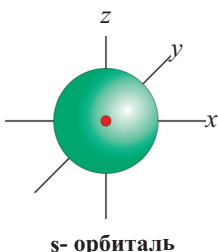


Орбитали – это участки 90%-ной вероятности пребывания электронов при стационарном состоянии атома (при отсутствии подачи энергии со стороны).

Одной из отличительных особенностей атома является непрерывное, нескончаемое вращение электронов. Электроны с одинаковой скоростью продолжают непрерывно вращаться и никогда не сталкиваются друг с другом. В атоме электроны постоянно движутся вокруг ядра по определенным орбитам. Во время вращения вокруг ядра они образуют электронные облака различной формы. Электронные облака бывают разные. Эти облака также называют **орбиталями**. Орбитали обозначаются символами **s, p, d, f**.

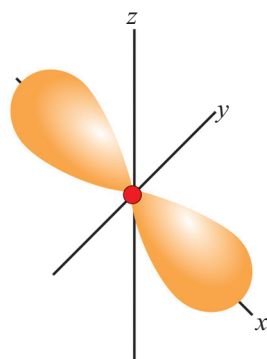
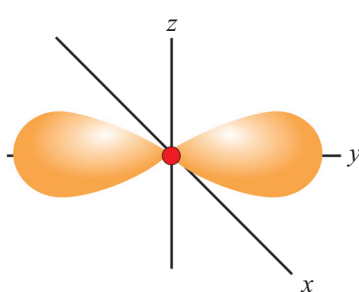
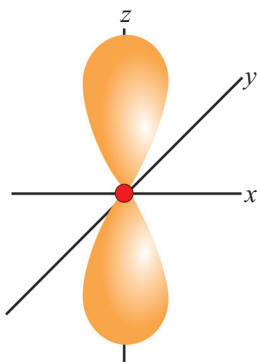


Орбитали, в соответствии с заглавными буквами английских названий, отмечаются символами *s, p, d, f*. *s* – sharp (острый), *p* – principal (основной, главный), *d* – diffuse (рассеянный), *f* – fundamental (основательный).



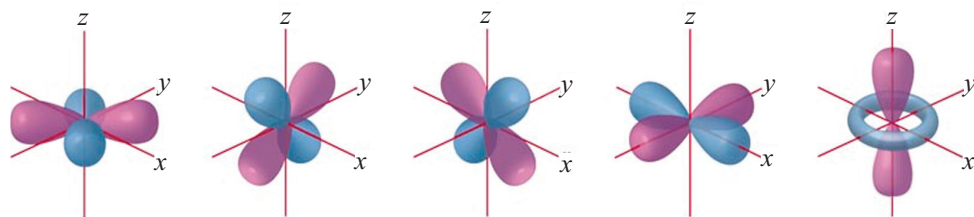
Электроны, образующие при вращении облако шарообразной формы, называют **s (эс) - электронами**, а орбитали сферической формы – **s (эс) - орбиталями**. Сферической формы s- орбиталь симметрична относительно ядра и ни в какую сторону не отклоняется.

Электроны, образующие при движении гантелеобразные облака, называют **p (пэ) - электронами**, а орбитали гантелеобразной формы – **p (пэ) - орбиталями**. Гантелеобразные электронные облака располагаются перпендикулярно вдоль осей **x, y** и **z** в трехмерной системе координат.

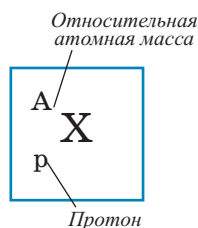


p- орбиталь

Электроны, образующие при вращении более сложные по форме электронные облака, называются ***d (dэ) - электронами***, а орбитали – ***d (dэ) - орбиталями***.



d- орбиталь



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):
 $(A = p + n)$.

$${}^A_p X^{a-} \quad N(\bar{e}) = p + [\text{числовое значение заряда}] \quad N(\bar{e})(X^{a-}) > N(p)(X^0)$$

$${}^A_p X^{a+} \quad N(\bar{e}) = p + [\text{числовое значение заряда}] \quad N(\bar{e})(X^0) > N(\bar{e})(X^{a+})$$

В ионе ${}^{31}_{15}X^{3-}$ $p=15$

$$n = A - p = 31 - 15 = 16;$$

$$N(\bar{e}) = p + [\text{заряд}] = 15 + 3 = 18$$

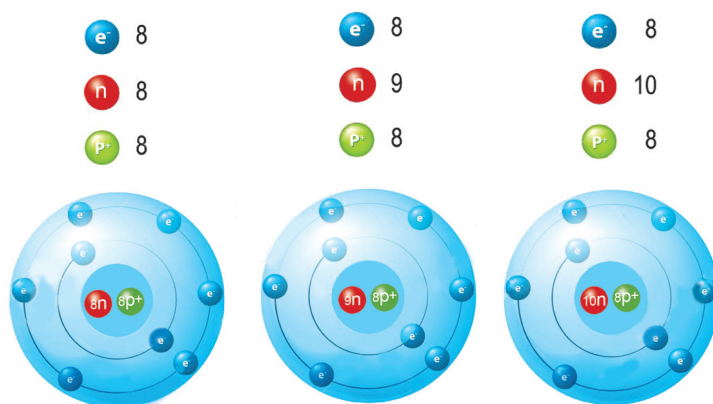
В ионе ${}^{40}_{20}X^{2+}$ $p=20$

$$n = A - p = 40 - 20 = 20$$

$$N(\bar{e}) = p - [\text{заряд}] = 20 - 2 = 18$$

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

Изотопы отличаются своими относительной атомной массой, количеством нейтронов и распространением в природе.



Изотопы элемента кислорода

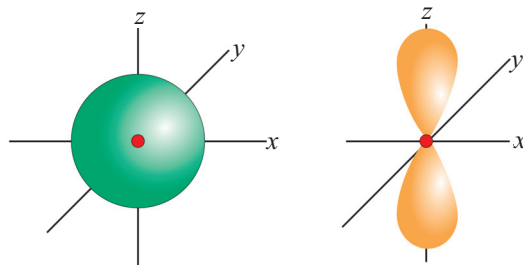
Так как относительная атомная масса любого химического элемента равна сумме количества нейтронов и протонов, здесь не должно быть дробного числа. Но поскольку у элемента существуют различные изотопы, то берется их среднее числовое значение. Вот почему для вычисления средней относительной атомной массы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

$$A_{r(\text{сред.})} = \frac{\omega_1 \cdot A_{r_1} + \omega_2 \cdot A_{r_2} + \dots}{100}$$

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



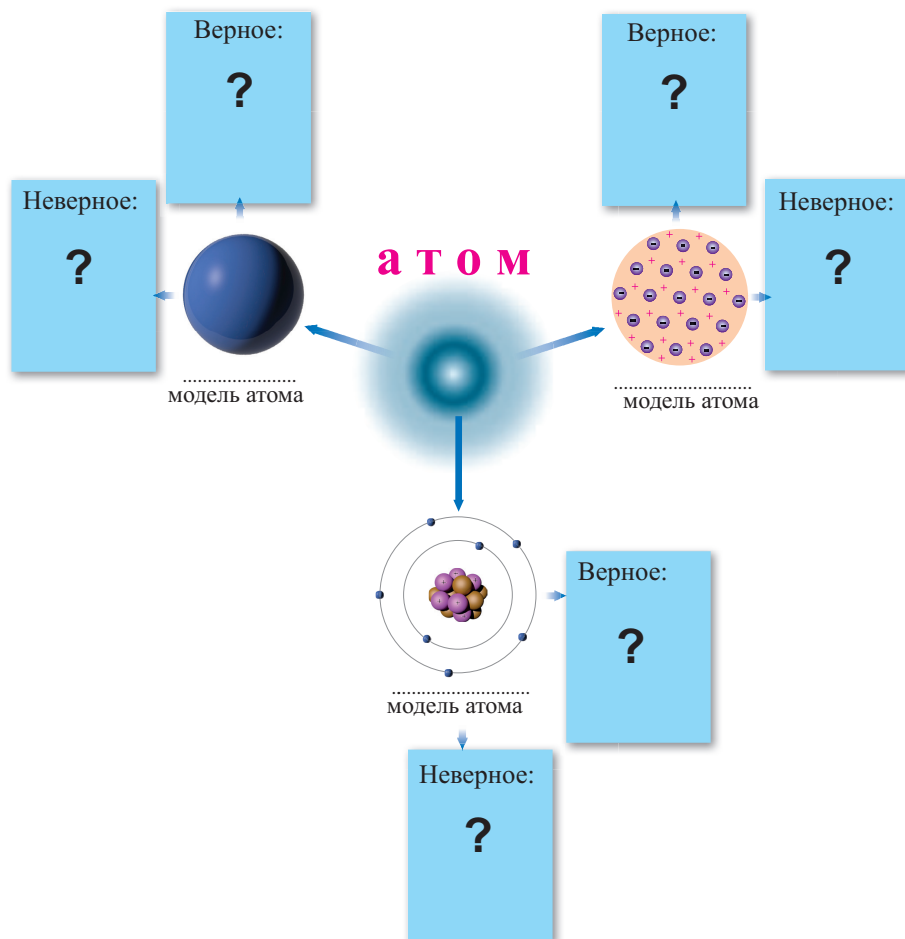
1. Чем отличаются друг от друга электронные орбитали?



2. Заполните таблицу.

Формула элемента	Порядковый номер	Заряд ядра	Количество протонов	Количество нейтронов
^{39}K	?	?	?	20
?	?	?	26	30
^{31}P	?	15	?	?

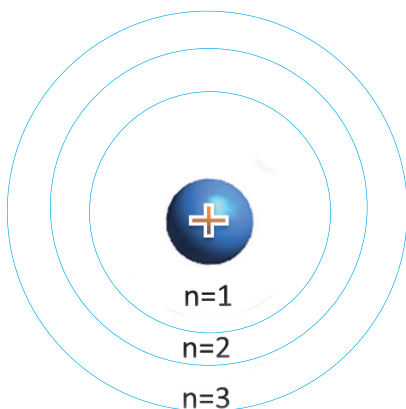
3. Выясните верные и неверные модели атомов, отметьте в пустых клетках.





Определите по элементам Na, K и P число электронов, энергетических уровней и подуровней.

Что такое энергетический уровень и подуровень? Какие электроны считаются валентными электронами?



В центре каждого атома элемента находится ядро, и электроны, образующие электронный слой, располагаются вокруг ядра по слоям. Некоторые из этих слоёв находятся на близком, а другие – на более отдаленном расстоянии от ядра. Электроны, находящиеся на близком расстоянии, сильнее притягиваются к ядру, а расположенные в отдалении – слабее. Электронное облако – орбиталь, созданное находящимися ближе всех к ядру электронами, образует первый электронный слой вокруг ядра. Так как электроны, расположенные

на самом отдаленном от ядра энергетическом уровне (внешнем электронном слое), слабо притягиваются ядром, эти электроны образуют второй, третий и т.д. электронные слои. Число электронов может быть в пределах $1 \div 8$.

Электронные слои, отличающиеся друг от друга по запасу своей энергии, называются *энергетическими уровнями* (или электронными слоями).

Энергетические уровни (электронные слои) обозначаются числами. Электронные слои (энергетические уровни) отмечаются буквой «**n**» ($n=1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$). Электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, отличаются друг от друга по значению своей энергии. Энергетические уровни подразделяются на подуровни, все электроны с одинаковым значением своей энергии располагаются в одних *энергетических подуровнях*. Энергетические подуровни обозначаются буквами **s, p, d, f**. На первом энергетическом уровне (электронном слое) имеется **1 (s)**, на втором – **2 (s, p)**, на третьем – **3 (s, p, d)**, на четвертом – **4 (s, p, d, f)** подуровня. Электронного слоя, обладающего более 4-х (s, p, d, f) подуровней, не существует. **s-подуровень** состоит лишь из одной, **p-подуровень** – из трех, **d-подуровень** – из пяти, **f-подуровень** – из семи орбиталей.

Электронный слой	Энергетический подуровень	Орбиталь	Количество электронов	Максимальное количество электронов
n=1	s	1 (1s орбиталь)	2	2
n=2	s	1 (2s орбиталь)	2	8
	p	3 (2p орбиталь)	6	
n=3	s	1 (3s орбиталь)	2	18
	p	3 (3p орбиталь)	6	
	d	5 (3d орбиталь)	10	
n=4	s	1 (4s орбиталь)	2	32
	p	3 (4p орбиталь)	6	
	d	5 (4d орбиталь)	10	
	f	7 (4f орбиталь)	14	

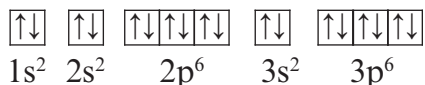
Согласно содержащейся в таблице информации, энергетические уровни можно выразить следующими формулами:

$${}_pX \quad 1) \quad 2) \quad 3) \quad 4)$$

$$1s^2 \quad 2s^2 2p^6 \quad 3s^2 3p^6 3d^{10} \quad 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$$

В атомах элементов 1-го периода (H, He) имеется один (n=1), 2-го периода (Li, Be, B, C, N, O, F, Ne) – два (n=2), 3-его периода (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar) – три (n=3), 4-го периода – четыре (n=4) и т.д. электронного слоя.

Схемы, описывающие распределение электронов по орбиталям каждого энергетического уровня, называют **электронной конфигурацией атома**. Например, на основе электронной формулы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ составим электронную конфигурацию атома:



Это также называют **графической электронной формулой** атома. Графические электронные формулы чаще всего используются при изучении строения наружного энергетического уровня атома.

Отсюда видно, что в атомах ни одного из существующих элементов нет подуровня 1p, 2d, 3f. Ни у одного элемента в последнем электронном слое не бывает больше 8-ми электронов.

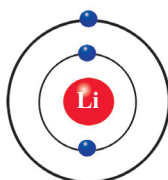


Максимальное число электронов того или иного энергетического уровня (электронного слоя) вычисляется по формуле $N(e^-)_{\max} = 2n^2$, а максимальное количество орбиталей – по формуле $N(\text{орбиталь})_{\max} = n^2$.

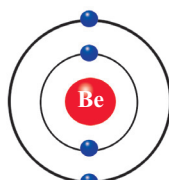
Вследствие участия электронов наружного слоя в химических формулах и создания ими химических связей, их называют **валентными электронами** (кроме O и F).



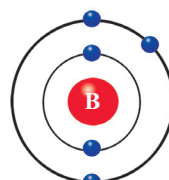
Водород (1ē)



Литий (2ē ; 1ē)



Бериллий (2ē ; 2ē)



Бор (2ē ; 3ē)

Элементы, обладающие 1, 2, 3-мя электронами в последнем электронном слое 1÷4 периодов (кроме ${}_1\text{H}-1s^1$, ${}_2\text{He}-1s^2$, ${}_5\text{B}-1s^2 2s^2 2p^1$), являются металлами, а те, у которых 4 и больше 4-х электронов, – неметаллами.



1. Что общего у ${}_3\text{Li}$ и ${}_{19}\text{K}$?

- I. Количество валентных электронов
- II. Радиус атома
- III. Период, в котором расположены
- IV. Общее количество электронов в s-подуровнях

2. Определите число электронов в последнем электронном слое атома X° , если в нем имеется 16 электронов.

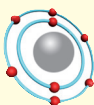
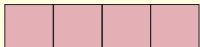
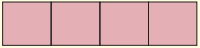
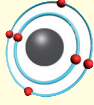
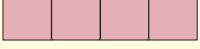
3. Определите число одиночных электронов в последнем электронном слое нейтрального атома, если в ядре атома X имеется 14 протонов.

4. Заполните таблицу.

Порядковый номер	Число электронных слоёв	Число валентных электронов
8	?	?
19	?	?
35	?	?

Последовательность заполнения орбиталей энергетических уровней электронами

4

	Модель атома	Электронная формула	Графическая электронная формула
1.		 —	
2.		 —	
3.		 —	

В какой последовательности происходит заполнение энергетических уровней электронами? Что такое спин? По каким правилам составляется графическая электронная формула?

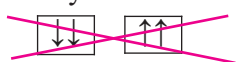
Строение энергетических уровней (электронных слоев) и последовательность заполнения этих уровней электронами объясняются квантовой теорией. Квантовой теорией было установлено, что заполнение орбиталей электронами идет по **принципу минимума энергии**. Это означает, что электроны сначала заполняют орбитали первого энергетического уровня, характеризующегося наименьшим (минимум) запасом энергии, далее они заполняют орбитали второго, третьего и т.д. уровней, обладающих сравнительно большими запасами энергии. Заполнение электронами подуровней в пределах определенного энергетического уровня должно происходить в следующей последовательности:

$$s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$$

Каждая орбиталь может содержать 1 или 2 электрона. 1 орбиталь обозначается 1 клеткой.

-  — пустая орбиталь
-  — орбиталь с одним электроном
-  — полностью заполненная орбиталь

Принцип Паули — в каждой орбитали может находиться только 2 электрона и электронные спины указываются противоположно направленными стрелками.

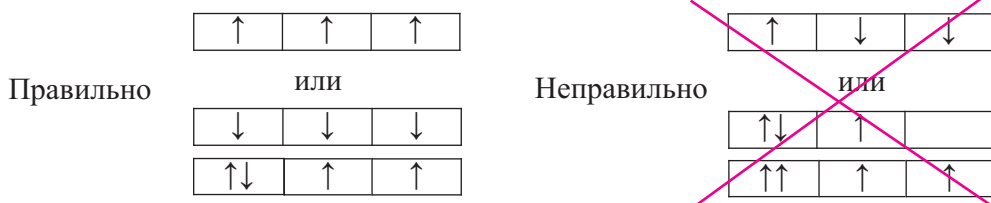


Неправильно

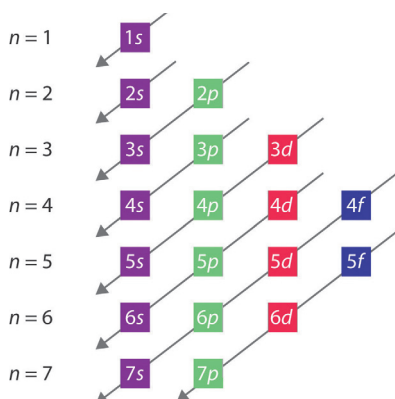


Правильно

Правило Хунда – согласно этому правилу, заполнение орбиталей электронами по подуровням происходит электронами с неспаренными параллельными спинами.

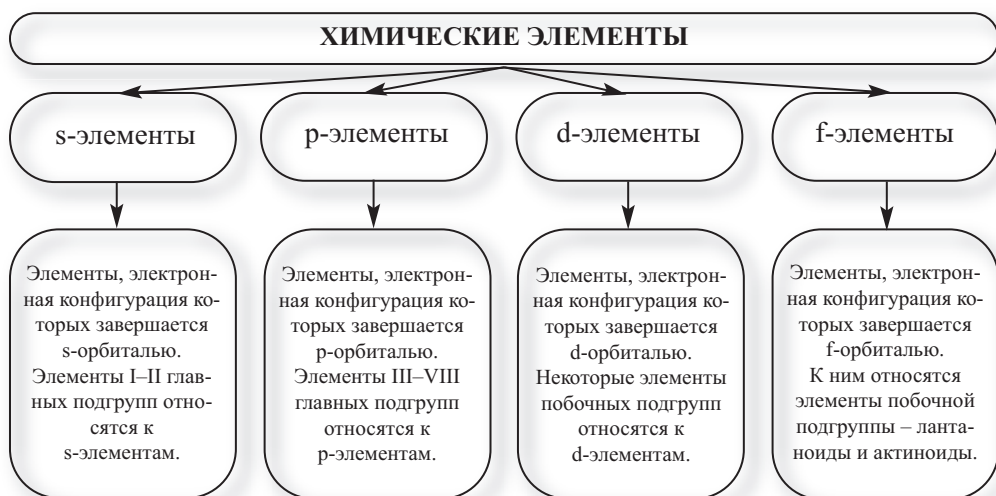


Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней происходит следующим образом:



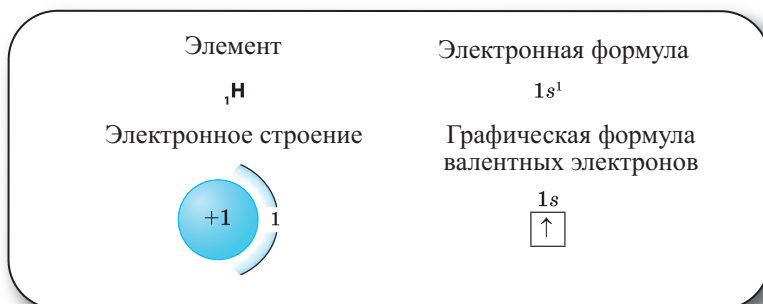
В этой формуле числа обозначают энергетические уровни, а буквы (s, p, d...) – подуровни. Начиная с 4-го энергетического уровня, после s-подуровня электронами заполняются орбитали d-подуровня предыдущего энергетического уровня. Данный порядок распространяется и на 5-й и 6-й энергетические уровни.

Семейство элементов, куда входит тот или иной элемент, определяется подуровнем, где размещается последний электрон атома этого элемента. Семейство химических элементов делится на четыре части.

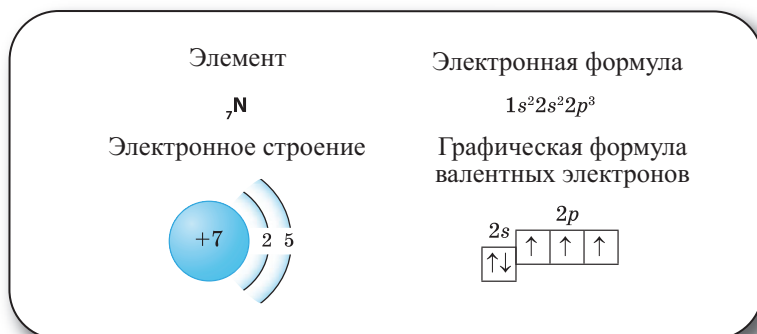


Рассмотрим последовательность заполнения орбиталей в атомах некоторых элементов.

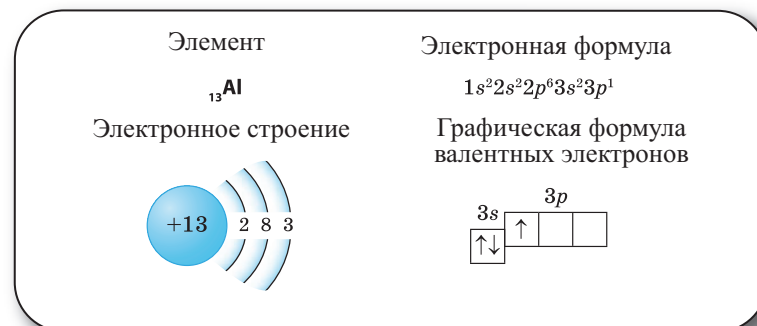
Элементы 1-го периода. В первом периоде заполняется 1-ый энергетический уровень элементов и этот уровень занимают максимум 2 электрона.



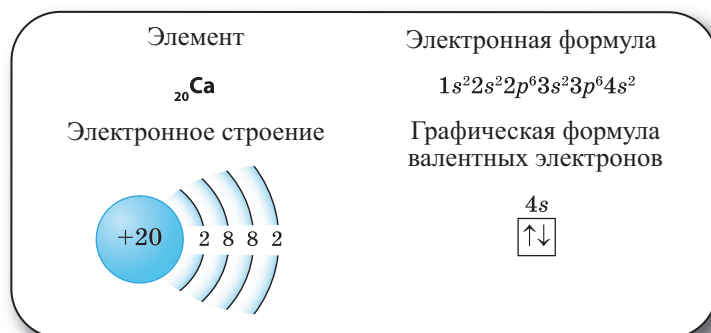
Элементы 2-го периода. Во втором периоде уже начинает заполняться 2-ой энергетический уровень. На этом уровне находятся 4 ($1s+3p$) орбитали, которые содержат максимум 8 электронов.



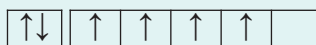
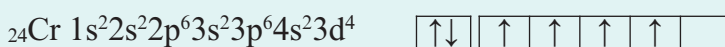
Элементы 3-го периода. Начиная с 3-его периода, заполняется 3-ий энергетический уровень. Этот уровень состоит из 9 ($1s+3p+5d$) орбиталей. Орбитали содержат максимум 18 электронов.



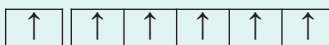
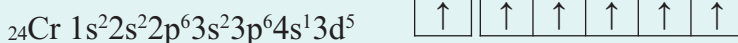
Элементы 4-го периода. Поскольку энергия 4s-подуровня меньше энергии 3d-подуровня, в элементах этого периода вначале заполняется электро-
нами орбиталь 4s-подуровня.



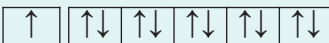
Последовательность заполнения электронами подуровней элементов Cr и Cu различна. Электронная конфигурация хрома должна была быть следующей:



Однако, один из электронов в 4s-орбитали переходит в 3d-подуровень (т.е. происходит электронный скачок). Вот почему электронная конфигурация этого элемента такая:

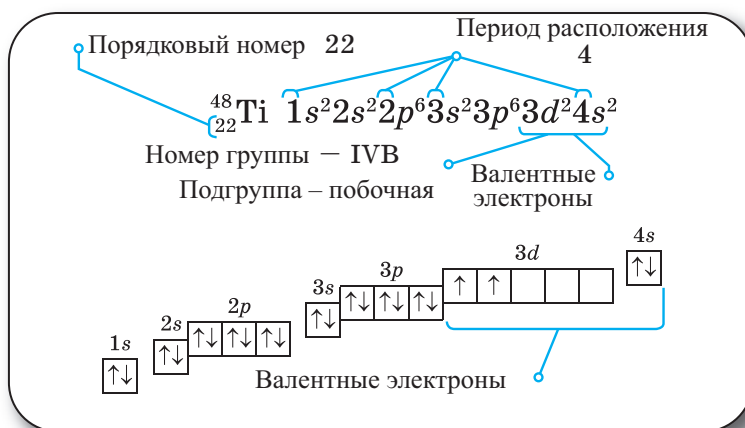
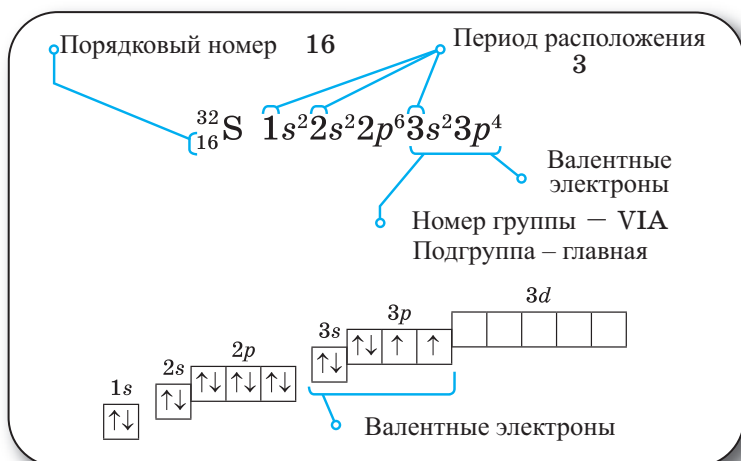


Подобный электронный скачок наблюдается и в элементе под номером 29 – Cu:

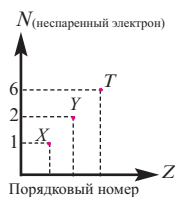


На основе электронной формулы можно указать положение любого химического элемента в периодической системе. Самый большой энергетический уровень в краткой электронной формуле элемента показывает период элемента, а число электронов – номер группы.

Все элементы побочной подгруппы 4-го периода обладают следующим электронным строением: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^a 4s^b$. Если сумма $a+b$ равна 8 или больше 8, то элемент расположен в VIII В группе, а если меньше 8, то полученное число показывает номер побочной подгруппы. Если в 3d-подуровне содержится 10 электронов, то номер побочной подгруппы, где расположен элемент, определяется числом электронов в 4s-подуровне. Если в электронном слое того или иного элемента из 4-го периода нарушена последовательность количества электронов (2, 8, 18), то 3-ий слой оставляется пустым, а в 4-ый слой вписывается число 2. Из порядкового номера элемента вычитается отмеченное общее число электронов, а полученное число вписывается в 3-ий слой.



1. На основе графика определите соответствие.



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

2. Определите: а) период; б) группу расположения элемента, если сумма $a+b$ элемента, обладающего электронным строением... $3d^a 4s^b$, минимальна и он не имеет неспаренного электрона.

- 1) 2 2) IVA 3) 4 4) IIA 5) IIIA 6) 3

3. Определите порядковый номер X элемента.

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

4. Какие элементы могут быть X, Y и Z?

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

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

5. Определите относительную атомную массу X.

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

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

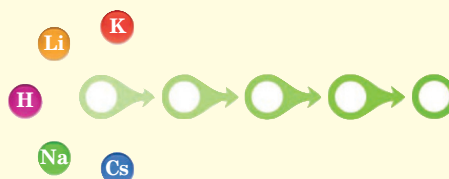
Некоторые свойства химических элементов и их периодичность

5



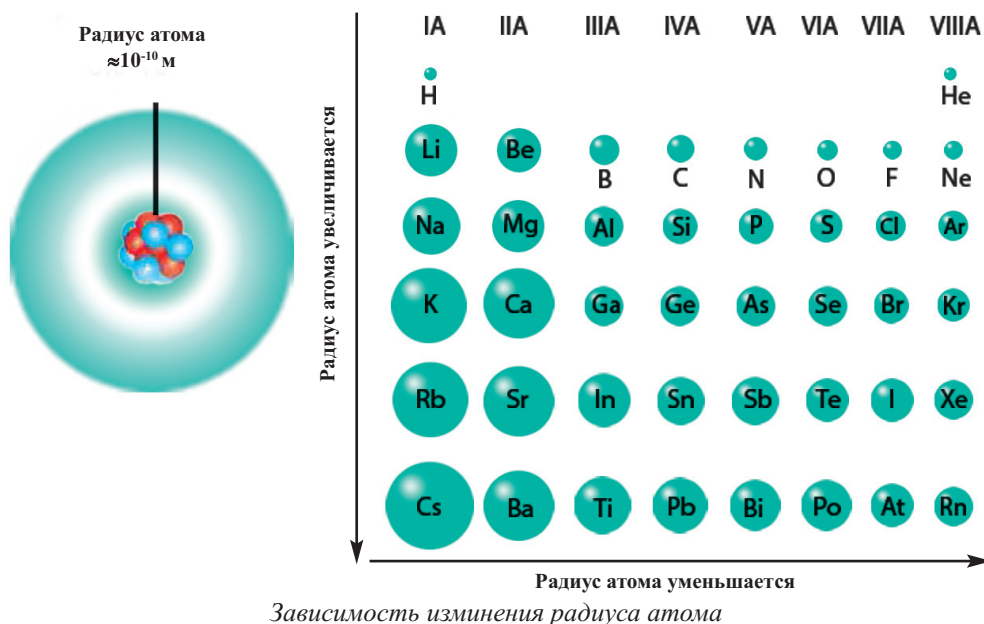
Расположите представленные элементы в пустые клетки в соответствии с возрастанием их электроотрицательности.

Объясните, как меняются свойства элементов, расположенных в одном и том же периоде в таблице периодической системы, и причины этих изменений.



На основе строения атома химических элементов можно определить их место в периодической системе, обладание ими металлическими (способность отдавать электроны, быть восстановителем), неметаллическими (способность принимать электроны, быть окислителем) свойствами, энергией ионизации, их электроотрицательность, радиус атома (размеры). В зависимости от радиуса атома и его электронного строения, по мере возрастания порядковых номеров химических элементов слева направо по периодам, в изменениях их свойств также наблюдается периодичность.

Радиус атома – это расстояние от его ядра до самого отдаленного электрона (измеряется в нанометрах). Число протонов, нейтронов в части-



цах с разными зарядами одного и того же элемента, его относительная атомная масса не меняются, а радиус и количество электронов – меняются.

По направлению слева направо по периоду число электронов в наружном слое увеличивается. В результате образуется электронная плотность. За счет образовавшейся в наружном слое электронной плотности увеличивается и сила притяжения электронов наружного слоя к ядру. Вследствие этого, радиус атома уменьшается.

В главных же подгруппах в направлении сверху вниз число электронных слоев увеличивается. В результате последний электрон все больше отдаляется от ядра. Благодаря этому, радиус атома увеличивается.

Радиус нейтрального атома элемента меньше радиуса его отрицательно заряженного иона и больше радиуса его положительно заряженного иона.



Металлические и неметаллические свойства. Элементы, расположенные в первой группе таблицы периодической системы (за исключением водорода) называются щелочными металлами (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). То есть эти элементы проявляют металлические свойства. Металлы всегда отдают электрон, т.е. проявляют восстановительные свойства.



Восстановительное свойство – это свойство атома отдавать электрон. Процесс отдачи электрона называется окислением. $X^0 \xrightarrow{-n\bar{e}} X^{n+}$



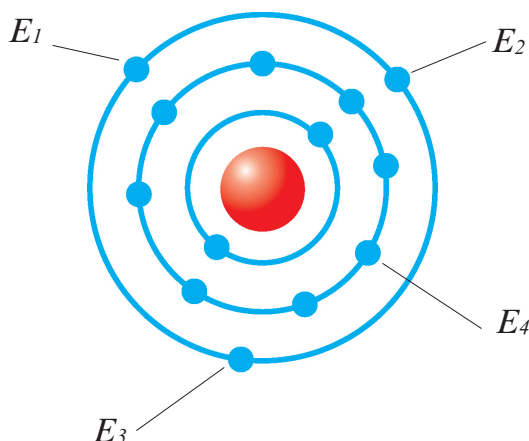
Окислительное свойство – это свойство атома принимать электрон. Процесс получения электрона называется восстановлением. $X^0 \xrightarrow{+n\bar{e}} X^{n-}$

В восьмой группе расположены только инертные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Из неметаллов (H, B, C, N, O, F, Si, P, S, Cl, Br, I) лишь один фтор всегда получает электрон, т.е. является окислителем. Кроме фтора, все остальные неметаллы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Следовательно, по мере возрастания порядковых номеров элементов в периодах, их металлические свойства постепенно ослабевают и они вначале переходят к амфотерным металлам, а затем – к неметаллам. К концу периодов неметаллические свойства усиливаются и, наконец, период завершается благородными газами, не проявляющими в обычных условиях ни металлических, ни неметаллических свойств.

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. Химические свойства элементов тесно связаны со значением энергии ионизации элемента. 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. Поскольку электроны, находящиеся во внутреннем слое атома, по сравнению с электронами внешнего слоя, более сильно притягиваются ядром, они с трудом отщепляются от ядра. Например, для алюминия будет $E_1 < E_2 < E_3 \ll E_4$.



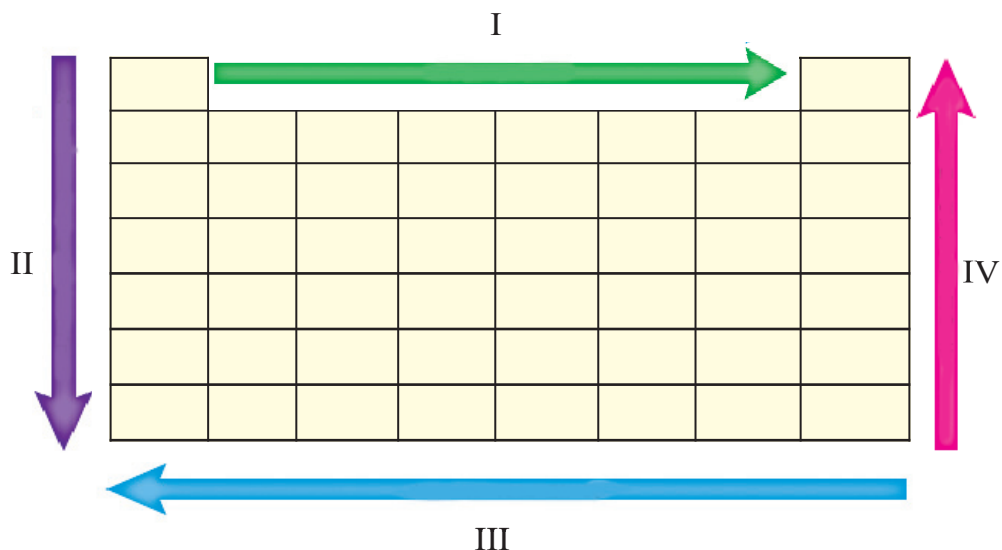
*Энергия, выделяемая при присоединении одного электрона к нейтральному атому, называется **сродством к электрону**.* В направлении сверху вниз в подгруппах сродство к электрону уменьшается, а в направлении слева направо по периодам – усиливается.

*Свойство атомов притягивать к себе электроны от атомов других элементов в соединениях называют **электроотрицательностью**.* Самая высокая электроотрицательность у фтора. Его электроотрицательность равна 4. В направлении слева направо по периодам электроотрицательность элементов увеличивается, а в направлении сверху вниз в главных подгруппах – уменьшается. Чем выше относительная электроотрицательность, тем сильнее элемент проявляет свои неметаллические (окислительные) свойства.

Относительная электроотрицательность обозначается знаком ΞO . Относительная электроотрицательность элементов меняется в интервале $0 < \Xi O \leq 4$.

Относительная электроотрицательность лития принята за единицу. Электроотрицательности других элементов определяются по литию (см. стр. 194).

Если обобщить вышесказанное, то на основе схемы периодической системы можно представить изменения свойств элементов по периодам и главным подгруппам следующим образом:



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



1. В каком случае ряд усиления металлического свойства элементов дан верно? ($_{11}\text{X}$, $_{12}\text{Y}$, $_{13}\text{Z}$, $_{14}\text{T}$)

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

2. 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) $\dots 2s^2 2p^6$

3. Какие элементы не могут быть окислителями?

Элементы	Электронная формула
<i>X</i>	$\dots 2s^2 2p^2$
<i>Y</i>	$\dots 4s^2$
<i>Z</i>	$\dots 3s^2 3p^5$
<i>T</i>	$\dots 3s^2$

4. Расположите элементы с представленными электронными их формулами в порядке возрастания их окислительной способности.

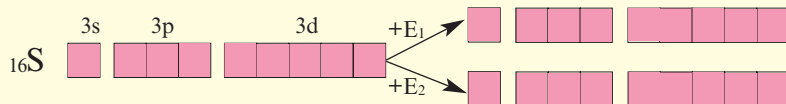
- 1) $\dots 2s^2 2p^5$ 2) $\dots 3s^2 3p^1$ 3) $\dots 2s^2 2p^3$
4) $\dots 3s^2 3p^2$ 5) $\dots 3s^2 3p^5$

5. Выберите из представленных элементов: а) металлы; б) неметаллы.

- 1) Na, K 2) Pb, Sr 3) S, O 4) P, F 5) N, Si

Возбужденное состояние атома

6



Определите нормальное состояние и состояния возбуждения серы E₁ и E₂ и укажите соответствующие этим состояниям валентности.

При поглощении некоторыми атомами энергии их спаренные валентные электроны, став одиночными, переходят внутри энергетического уровня (в одном и том же электронном слое) с подуровня с меньшей энергией на подуровень со сравнительно большей энергией (например, с s-подуровня на p- или d- подуровень, с p- подуровня на d- подуровень). В это время число его неспаренных электронов увеличивается. Это состояние называется **возбужденным состоянием атома**. Для того, чтобы произошло возбуждение, на энергетическом уровне должны быть спаренный электрон и пустая орбиталь. Если на энергетическом уровне того или иного атома нет пустой орбитали, то он не может возбуждаться.

Может возбуждаться.	${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$	Имеет спаренный электрон и пустую орбиталь.
Не может возбуждаться.	${}_1\text{H } 1s^1$	Не имеет пустую орбиталь и спаренный электрон.

Поскольку у элементов 2-го периода ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$ отсутствует пустая орбиталь, они не могут возбуждаться и вследствие неизменности числа неспаренных (одиночных) электронов, эти элементы не способны проявлять соответствующую номеру их группы валентность.

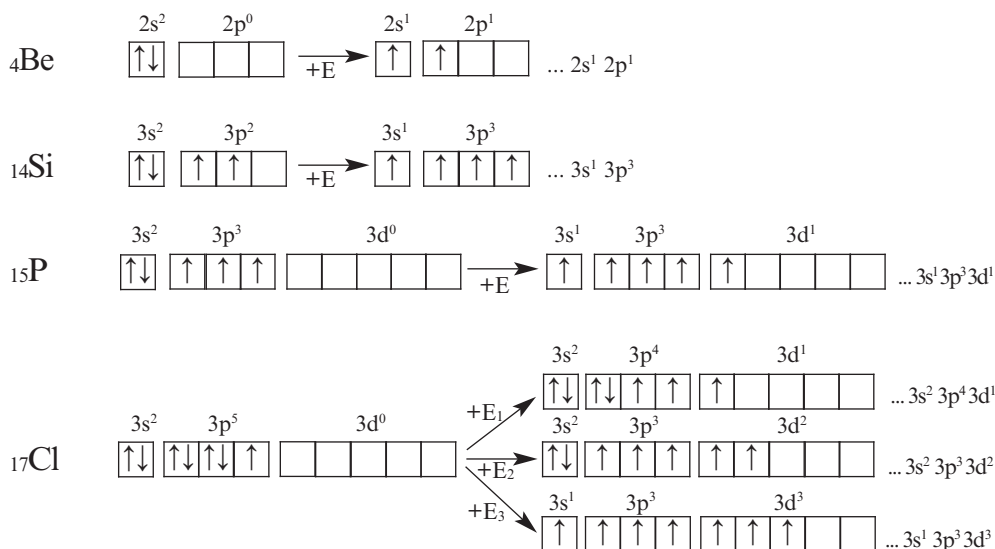
Группа	V A	VI A	VII A
	${}_7\text{N } \dots 2s^2 2p^3$	${}_8\text{O } \dots 2s^2 2p^4$	${}_9\text{F } \dots 2s^2 2p^5$
Проявляемая в соединениях валентность	III, IV	II, III	I

Атомы, у которых имеется пустая орбиталь, могут возбуждаться.

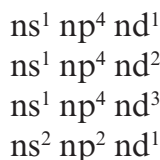
Группа	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Электронная формула	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
Число неспаренных электронов	1	0	1	2	3	2	1	0

Нормальное состояние

Возбужденное состояние



Из вышеприведенных схем видно, что пока электроны р-подуровней не становятся одиночными, электроны s-подуровней тоже не могут стать одиночными. Следовательно, состояние возбуждения



невозможно.

Элементы, имеющие в нормальном (основном) состоянии наибольшее число неспаренных (одиночных) электронов, размещены в группе VA (например, в элементах ${}^7\text{N}$, ${}^{15}\text{P}$ имеется 3 одиночных электрона). В возбужденном состоянии максимальное число неспаренных (одиночных) электронов бывает у элементов, расположенных в группе VIIA (в элементах ${}^{17}\text{Cl}$, ${}^{35}\text{Br}$, ${}^{53}\text{I}$ имеется 7 одиночных электронов). У элементов групп IIA и VIIIA в нормальном состоянии одиночных электронов не бывает. В элементах групп IIA–VIIA при каждом возбуждении число одиночных электронов увеличивается на 2 единицы.

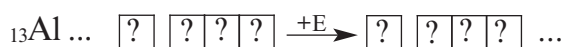
У элементов групп IIA–VA бывает 1, у элементов группы VIA–2, у элементов группы VIIA–3 состояния возбуждения и, соответственно этому, энергии возбуждения. Валентность, проявляемая тем или иным элементом в соединениях (кроме атомов F, O, N), равна числу одиночных электронов в состоянии возбуждения.



1. На основе таблицы определите группу, в которой размещены элементы.

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

2. Запишите электронное строение возбужденной формы.



3. Какие элементы не могут проявить валентность, соответствующую номеру группы, в которой они размещены?

1) ${}_8\text{O}$ 2) ${}_{11}\text{Na}$ 3) ${}_9\text{F}$ 4) ${}_{19}\text{K}$ 5) ${}_7\text{N}$ 6) ${}_{20}\text{Ca}$

4. Какие элементы не могут возбуждаться при $n=2$?

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

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

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

6. Определите: а) период; б) группу; в) число одиночных электронов атома в нормальном состоянии, если в атоме элемента, обладающего электронным строением $\dots 3d^a 4s^b$, имеются 3 пустые орбитали.

ПОЯСНЕНИЕ ЗАДАНИЙ ПО РАЗДЕЛУ

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.

$${}_{34}\text{X} \quad \begin{array}{cccc} 1) & 2) & 3) & 4) \\ 2 & 8 & 18 & 6 \end{array}$$

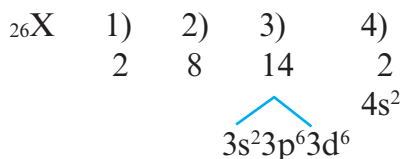
$2\bar{e}$ из $6\bar{e}$ в 4-ом слое расположены в $4s$ -подуровне, а остальные $4\bar{e}$ – в $4p$ - подуровне. В таком случае, в краткой форме электронная формула элемента записывается в виде $\dots 4s^2 4p^4$. Число электронных слоев (4) в атоме элемента показывает номер периода, в котором он расположен. 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 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.

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

Решение: 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 $\dots 3d^a 4s^b$. 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 $4s$.

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 $26-(2+8+2)=14\bar{e}$ – в 3-ий слой. Тогда:

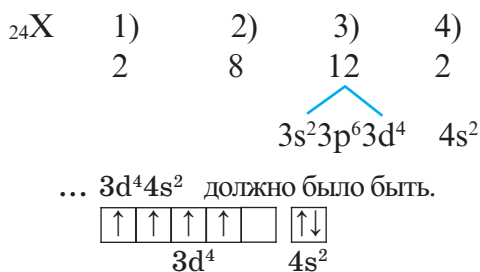


Краткая электронная формула $\dots 3d^6 4s^2$; размещается в 4-ом периоде; группа $(6+2=8)$ VIII В.

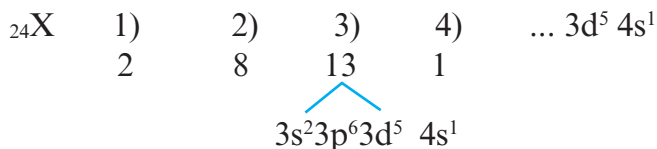
Примечание: Из изученных по школьному курсу элементов побочной подгруппы 4-го периода это правило нарушается лишь в элементах ${}_{24}\text{Cr}$ и ${}_{29}\text{Cu}$.

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:

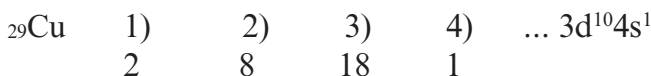


Однако это не так, один из электронов в $4s$ переходит в $3d$ (т.е. происходит электронный скачок). В таком случае, электронное строение этого элемента будет таким:



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

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.

Задача 4. Определите a, b и c.

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

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

Решение:

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, 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.

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

$${}_{20}X^0 \quad \begin{array}{cccc} 1) & 2) & 3) & 4) \\ 2 & 8 & 8 & 2 \dots 4s^2 \end{array}$$

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

$${}_{13}Y^0 \quad \begin{array}{ccc} 1) & 2) & 3) \\ 2 & 8 & 3 \dots 3s^2 3p^1 \end{array}$$

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

$${}_{26}Z^0 \quad \begin{array}{cccc} 1) & 2) & 3) & 4) \\ 2 & 8 & 14 & 2 \end{array}$$

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

Задача 5. Определите период и группу расположения X в периодической таблице, если в частице X^{+6} содержится 10ē.

Решение: $N(p) = N(\bar{e}) + [\text{заряд}] = 10 + 6 = 16$

В таком случае, будем действовать как в задаче 1.

$$\begin{array}{rcccl}
 {}_{16}\text{X} & 1) & 2) & 3) & \\
 & 2 & 8 & 6 & \\
 & & & & \dots 3s^2 3p^4
 \end{array}$$

Следовательно, элемент X расположен в 3-ем периоде, группе VIA.

Задача 6. Определите место X в периодической системе (${}_8\text{O}$), если в ионе XO_3^- содержится 40 электронов.

Решение: $N(\bar{e})_{\text{общ.}} = N(p)_x + 3N(\bar{e})_0 + \text{заряд} = N(p)_x + 3 \cdot 8 + 1 = 40$

$N(p)_x = 15$

В таком случае: ${}_{15}\text{X}$ 1) 2) 3)

2 8 5

$\dots 3s^2 3p^3$

В таком случае, элемент X расположен в 3-ем периоде, группе VA.

Задача 7. Определите соответствие.

Свойство элемента	Электронная формула элемента
1) Только восстановитель	a) $\dots 2s^2 2p^6$
2) Только окислитель	b) $\dots 2s^2 2p^1$
3) Ни окислитель,	c) $\dots 3d^6 4s^2$
ни восстановитель	d) $\dots 3s^2 3p^5$
	e) $\dots 2s^2 2p^5$
	f) $\dots 4s^1$

Решение: Поскольку металлы (с, f) отдают электроны, они являются только восстановителями. Из неметаллов фтор (e) бывает только окислителем. Другие неметаллы (b, d) могут быть как окислителями, так и восстановителями. А инертные (благородные) газы (a) не бывают ни окислителями, ни восстановителями.

2 ОКСИД. ОСНОВАНИЕ. КИСЛОТА. СОЛЬ



- 
- 7. Классификация, номенклатура и физические свойства оксидов*
 - 8. Получение и химические свойства оксидов*
 - 9. Классификация, номенклатура и получение оснований*
 - 10. Физические и химические свойства оснований*
 - 11. Классификация, номенклатура и методы получения кислот*
 - 12. Физические и химические свойства кислот*
 - 13. Классификация, номенклатура и получение солей*
 - 14. Физические и химические свойства солей*
 - 15. Генетическая связь между классами неорганических соединений*

Пояснение заданий по разделу

Классификация, номенклатура и физические свойства оксидов

7



Элемент	Образованный оксид		
	Основный	Кислотный	Амфотерный
X	+	—	—
Y	+	+	—
Z	—	—	+
T	+	—	+

Определите элементы X, Y, Z и T.

1. Na 2. Pb 3. Cr 4. Ca 5. Fe 6. Zn 7. Al

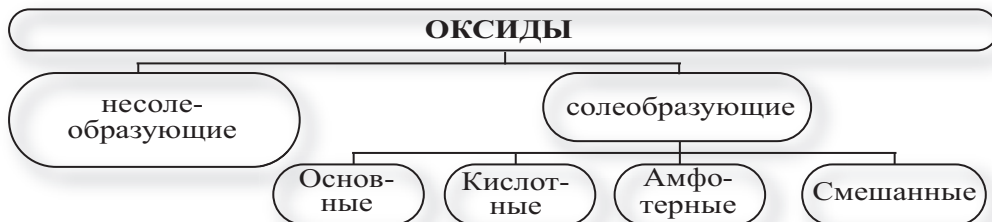
X — Y — Z — T —

Какие вещества называют оксидами? На основе каких правил можно дать названия оксидам?

В VII классе вы ознакомились лишь с некоторыми представителями неорганических соединений. В этом учебном году вы познакомитесь с этими соединениями более подробно. **Оксидами** называются самые простые представители неорганических соединений.

Сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых является кислородом, называются **оксидами** (кроме Na_2O_2 , H_2O_2 , KO_2 , CaO_2 , BaO_2).

Классификация. Оксиды классифицируются по своему составу, и свойствам.

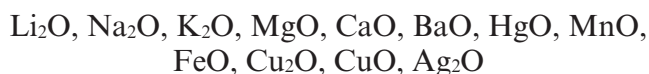


Оксиды, не взаимодействующие с кислотами и основаниями, называются **несолеобразующими оксидами**.



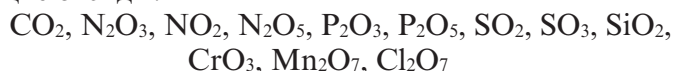
Оксиды, взаимодействующие с кислотами и основаниями, образуя соль и воду, называются **солеобразующими оксидами**. Солеобразующие оксиды подразделяются на **основные, кислотные, амфотерные и смешанные оксиды**.

Оксиды, взаимодействующие с кислотами и кислотными оксидами, образуя соли, называются **основными оксидами**:



Степень окисления – это формальный, т.е. условный заряд атома в молекуле при ионной связи. В основных оксидах степень окисления металла по своему числовому значению равна валентности металла. Степень окисления кислорода во всех оксидах равна -2 .

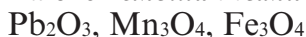
Оксиды, взаимодействующие с щелочами и основными оксидами, образуя соль, называются кислотными оксидами. Кислотные оксиды также называют **кислотными ангидридами**. К кислотным оксидам относятся следующие оксиды:



Оксиды, взаимодействующие как с кислотами (или кислотными оксидами), так и с щелочами (или основными оксидами), образуя соль, называются амфотерными оксидами. Оксиды, которые в зависимости от условий проявляют свойства как кислотных, так и основных оксидов, называются **амфотерными оксидами**. Примерами амфотерных оксидов являются следующие оксиды:



Вещества, образованные соединением двух различных оксидов одного и того же элемента, называются смешанными оксидами.



Существуют также другие бинарные кислородные соединения, которые не называются оксидами. Например, пероксиды Na_2O_2 , H_2O_2 , супероксиды NaO_2 , KO_2 и K_2O_4 и озонид калия KO_3 не являются оксидами.

Номенклатура. Некоторые оксиды имеют исторические названия, например, CO – угарный газ, CO_2 – углекислый газ, SO_2 – сернистый газ, N_2O – веселящий газ, SiO_2 – кварц, песок.

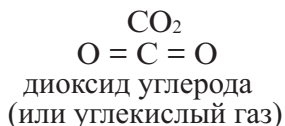
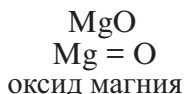
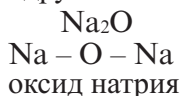
При наименовании оксида металла с переменной валентностью по международной номенклатуре вначале произносится слово оксид, затем название металла и далее в скобках римскими цифрами отмечается его валентность. Если металл с постоянной валентностью, то его валентность не указывается. *(По-гречески 1 – моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта.)*

Оксиды металлов с постоянной валентностью		Оксиды металлов с переменной валентностью	
Оксид металла	Международное название	Оксид металла	Международное название
Li_2O	Оксид лития	CuO	Оксид меди(II)
ZnO	Оксид цинка	Cu_2O	Оксид меди(I)

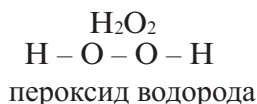
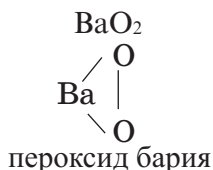
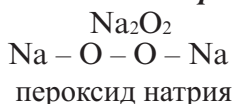
Оксиды неметаллов раньше называли подобно оксидам металлов с переменной валентностью. В настоящее же время при наименовании оксидов неметаллов по международной номенклатуре вначале указывается по-гречески количество атомов кислорода и добавляется слово «оксид». Затем указывается название первого элемента, образующего оксид. Если число первого элемента составляет единицу, то оно не указывается, а дается лишь название

элемента (CO – монооксид углерода, SO_2 – диоксид серы). Также используется наименование оксидов неметаллов как названия оксидов металлов (CO_2 – оксид углерода (IV), N_2O – оксид азота (I)).

Графические формулы. В оксидах кислород соединяется только с атомом другого элемента.



Если в соединениях, образованных при взаимодействии элементов с кислородом, атомы кислорода соединяются между собой, то такие соединения называются **пероксидами**.



Физические свойства. Оксиды в обычных условиях бывают в трёх агрегатных состояниях.



Все основные, амфотерные и смешанные оксиды в нормальных условиях бывают в твердом состоянии. Кислотные же оксиды при комнатной температуре бывают в трех агрегатных состояниях.



1. Определите номера оксидов.

- | | | | |
|----------------------------|--------------------------|----------------------------|-----------------|
| I. Основные | II. Кислотные | III. Амфотерные | IV. Смешанные |
| 1) Fe_3O_4 | 2) Na_2O | 3) CrO_3 | 4) PbO |
| 5) Fe_2O_3 | 6) ZnO | 7) Mn_2O_7 | |

2. Назовите оксиды.

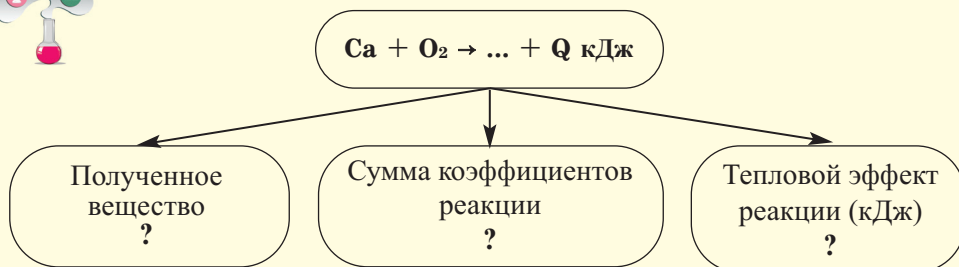
- | | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|
| 1) N_2O_5 – | 2) V_2O_5 – | 3) CrO_3 – |
| 4) SO_2 – | 5) Al_2O_3 – | 6) Fe_2O_3 – |

3. Отметьте номера в соответствии с агрегатным состоянием в обычных условиях.

- | | | |
|----------------------|---------------------------|---------------------|
| Твёрдое _____ | Газообразное _____ | Жидкое _____ |
| 1) Оксид кальция | 2) Триоксид серы | 3) Оксид цинка |
| 4) Диоксид углерода | 5) Триоксид диазота | 6) Моноксид диазота |



Заполните схему.



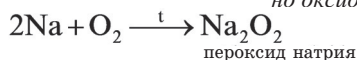
Какими способами можно получить оксиды? В какие химические реакции они вступают?

Получение. Оксиды получают различными методами. Ознакомимся с некоторыми из них.

Непосредственное взаимодействие простых веществ с кислородом.



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



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

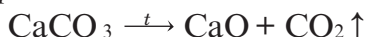


Влейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте к нему 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Осторожно подогрейте до тех пор, пока цвет полученного осадка не изменится. После того как раствор в пробирке остынет, осторожно процедите его. Что вы наблюдаете в обоих случаях? Какое изменение цвета произошло? Отметьте свои соображения в тетради.

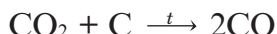
Разложение неустойчивых или слабых кислородсодержащих кислот.



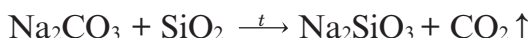
Разложение некоторых солей.



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



Вытеснение одного оксида другим оксидом из их солей. Малолетучие кислотные оксиды вытесняют летучие оксиды из их солей.

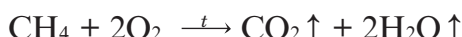


$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow \nrightarrow$ реакция не протекает

Оксид	Оксид, вытесненный из своей соли
SiO_2	P_2O_5 , NO_2 , CO_2
P_2O_5	CO_2
NO_2	CO_2

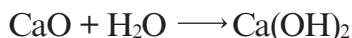
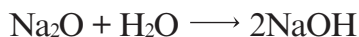
Эти реакции являются необратимыми.

В результате горения некоторых сложных веществ.



Химические свойства оксидов. Изучим химические свойства каждого типа оксидов в отдельности. Каждый вид оксида обладает присущими ему химическими свойствами.

Взаимодействие основных оксидов с водой. Из основных оксидов лишь те оксиды, которые образованы щелочными и щелочноземельными металлами, вступая в обычных условиях в реакцию соединения с водой, образуют гидроксиды (щелочи).



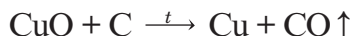
Основные оксиды не вступают в реакцию с щелочами.

Другие основные оксиды не вступают в реакцию с водой.

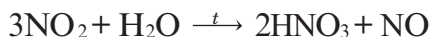
Взаимодействие основных оксидов с кислотами и кислотными оксидами. Основные оксиды, вступая во взаимодействие с кислотными оксидами, образуют **соли**. При реакции с кислотами образуют **соль** и **воду**.



Взаимодействие основных оксидов малоактивных металлов с восстановителями. Основные оксиды малоактивных металлов 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.

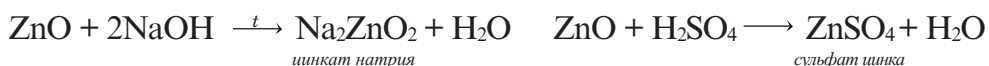


Взаимодействие кислотных оксидов с водой. Кроме оксида кремния (IV) (SiO_2), все другие кислотные оксиды, вступая в реакцию соединения с водой, образуют **кислоты**. Эти реакции называются **реакциями гидратации**. Реакция взаимодействия NO_2 с водой не является реакцией гидратации.

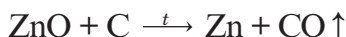


Кислотные оксиды не вступают в реакцию с большинством кислот. Амфотерные оксиды ни при каких условиях не вступают в реакцию с водой.

Поскольку амфотерным оксидам присущи двойственные свойства, они вступают в реакции как с кислотами, так и с щелочами.



Взаимодействие амфотерных оксидов с восстановителями. Амфотерные оксиды, взаимодействуя с восстановителями H_2 , C, CO, восстанавливаются до свободного металла.

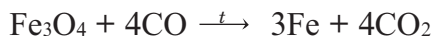


Смешанные оксиды ни при каких условиях не вступают в реакцию с водой.

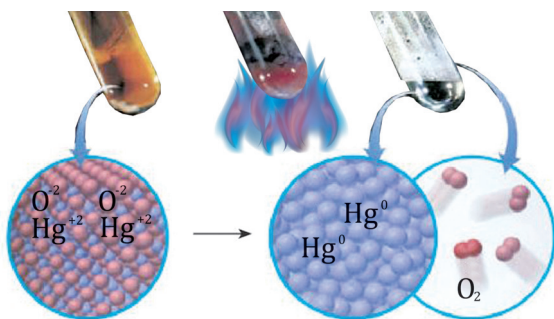
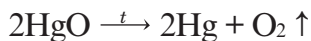
Взаимодействие смешанных оксидов с кислотами. При реакции этих оксидов с кислотами образуются две различные соли.



Взаимодействие смешанных оксидов с восстановителями. Смешанные оксиды, взаимодействуя с восстановителями H_2 , C, CO, восстанавливаются до свободного металла.



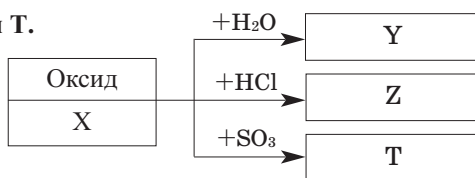
Разложение оксидов. Некоторые оксиды при нагревании разлагаются до свободного металла.





1. Заполните схему и найдите X, Y, Z и T.

ZnO, NaCl, Al₂O₃, Al₂(SO₄)₃,
ZnCl₂, Cu(OH)₂, CuO, Na₂O,
NaOH, Na₂SO₄, AlCl₃, ZnSO₄, NaCl



2. Завершите реакции.



3. Заполните таблицу.

Вещества, вступившие в реакцию	Продукт реакции и агрегатное состояние (в н.у.)	Тип реакции
S + O ₂ $\xrightarrow{t}$	?	?
CuO + H ₂ $\xrightarrow{t}$	?	?
ZnS + O ₂ →	?	?
H ₂ CO ₃ $\xrightarrow{t}$	?	?

4. Какие основные оксиды можно посредством водорода восстанавливать до свободного металла?

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

5. Определите X, Y и Z.

Оксид	Формула кислоты, образованной при реакции с водой
X	H ₂ XO ₃
Y	HYO ₄
Z	H ₂ ZO ₄

X	Y	Z
A) Cl ₂ O ₇	P ₂ O ₃	NO ₂
B) SO ₂	Cl ₂ O ₇	SO ₃
C) P ₂ O ₅	N ₂ O ₃	SO ₂

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(Cu)=64; A_r(O)=16

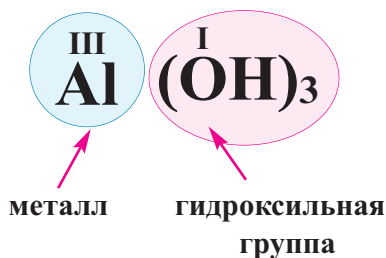
Вещества, полностью вступившие в реакцию	Уменьшение массы (в граммах) твердого вещества
CuO H ₂	2



Поместите в керамический тигель немного карбоната кальция (известняка) и в течение 10 минут раскалите на огне спиртовки.

После того как тигель остынет, влейте поверх него немного дистиллированной воды. Затем помешивайте стеклянной палочкой и проверьте красной лакмусовой бумагой. Что вы наблюдаете? Обсудите свои соображения с товарищами. Запишите уравнения реакций.

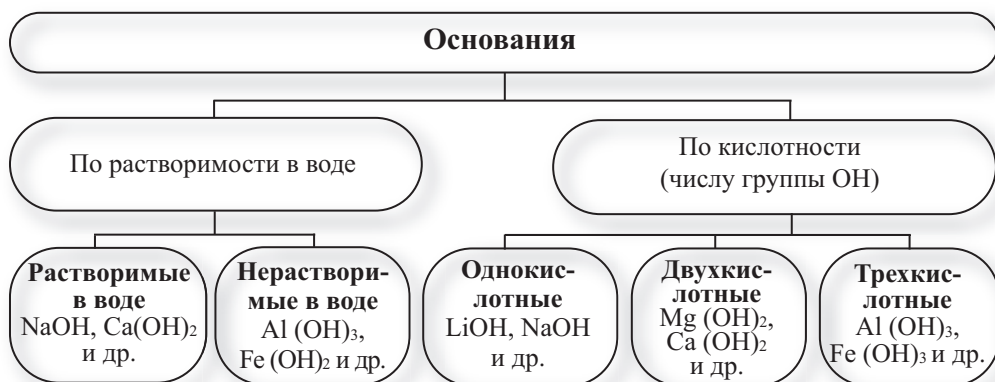
Сложные вещества, в составе которых содержатся одна или несколько гидроксильных групп (ОН), соединенных с атомами металлов, называются **основаниями**. Основания обозначаются общей формулой $Me(OH)_n$



Гидроксильная группа ОН всегда одновалентна. Число гидроксильных групп соответствует валентности металла.

Классификация

Основания классифицируются по своей растворимости в воде и кислотности.



Растворимые в воде основания называют щелочами. Кроме Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, 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 соль и воду, называются **амфотерными основаниями**: $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$.

Число гидроксильных групп в составе оснований определяет их **кислотность**.

Номенклатура

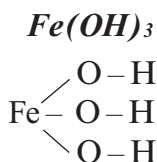
При наименовании оснований по международной номенклатуре, если металл, образующий основание, имеет постоянную валентность, то вначале указывается слово «гидроксид», а затем название металла. Если же металл обладает переменной валентностью, то после слова «гидроксид» и названия металла валентность отмечают римскими цифрами в скобках.

Основания металлов с постоянной валентностью		Основания металлов с переменной валентностью	
Гидроксид металла	Международное название	Гидроксид металла	Международное название
$Mg(OH)_2$	Гидроксид магния	$Pb(OH)_2$	Гидроксид свинца (II)
$NaOH$	Гидроксид натрия	$Cr(OH)_3$	Гидроксид хрома (III)
$Al(OH)_3$	Гидроксид алюминия	$CuOH$	Гидроксид меди (I)

Графические формулы оснований:

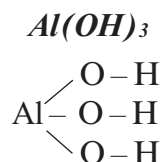


Гидроксид натрия



Гидроксид железа (III)

Гидроксид кальция

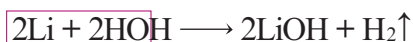


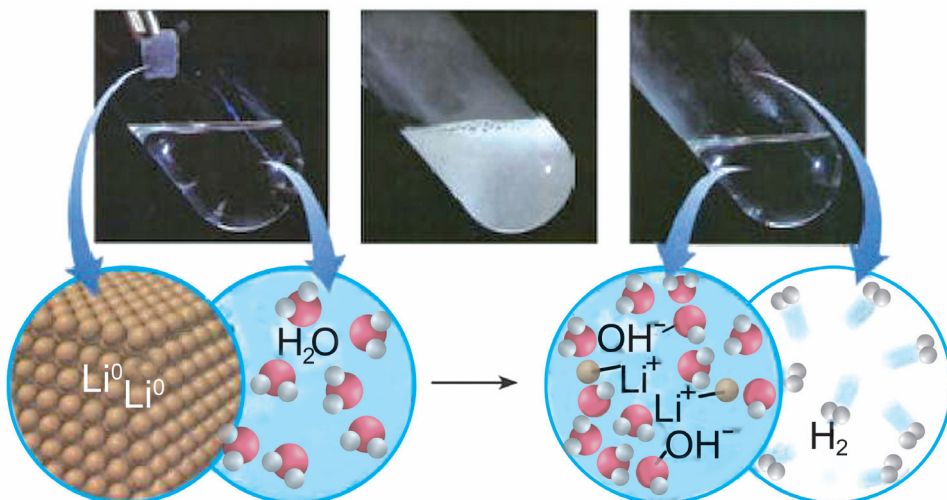
Гидроксид алюминия

Получение растворимых в воде оснований.

Получение в лабораторных условиях.

При взаимодействии активных металлов (щелочных металлов – Li, Na, K, Rb, Cs и щелочноземельных металлов – Ca, Sr, Ba) с водой. Эти реакции протекают в обычных условиях.





При взаимодействии в обычных условиях гидридов щелочных (NaH, KH) и щелочноземельных металлов (CaH₂, BaH₂) с водой.

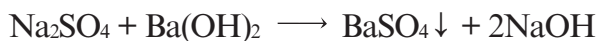
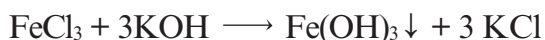


При взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой.



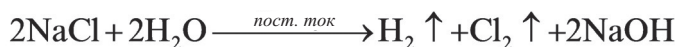
Получение нерастворимых в воде оснований

При добавлении в раствор растворимой соли среднеактивных и пассивных металлов щелочи. Получение растворимых в воде оснований этим методом возможно в том случае, если в результате реакции получится нерастворимая соль.



Получение в промышленности

Путем воздействия постоянного электрического тока на водные растворы хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов.

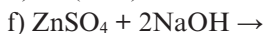
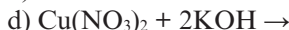
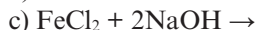
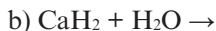
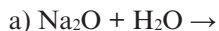




1. Определите соответствие.

1) Продукт реакции – щелочь.

2) Продукт реакции – нерастворимое в воде основание.



2. Заполните таблицу.

Формула основания	Международное название	Вид
NaOH	?	однокислотное
?	Гидроксид железа(III)	?
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	?	?
?	Гидроксид хрома(III)	?

3. Определите вещества X, Y и Z.

Вещества	Продукты взаимодействия с водой		
	щелочь	оксид	H_2
X	+	–	+
Y	–	+	+
Z	+	–	–

1) Fe 2) Na 3) Na_2O 4) NaNH 5) Zn 6) CaO

4. Определите оксиды X, Y и Z.

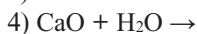
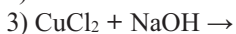
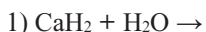
Оксиды	Продукт реакции с водой
X	основание
Y	нет
Z	кислота

1) ZnO 2) CaO 3) SO_3

4) FeO 5) NO_2 6) K_2O

7) Al_2O_3

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

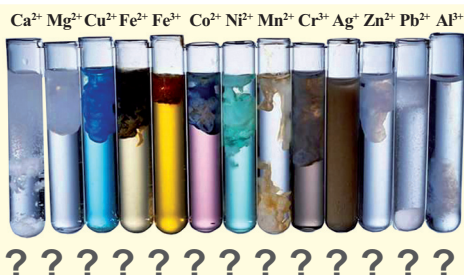


6. I. соль + NaOH → осадок + соль

II. соль + $\text{Ca}(\text{OH})_2$ → осадок + соль

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

1) K_2CO_3 2) FeCl_3 3) Na_2SO_4 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



Определите основания по цвету раствора и осадка в пробирке. Какие физические и химические свойства имеют основания?

Физические свойства. В обычных условиях щелочи – это растворимые в воде твердые вещества белого цвета. Некоторые нерастворимые в воде основания имеют другие цвета. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – голубого, CuOH – желтого, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – бурого, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – зеленовато-бурого, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – серовато-зеленого цвета.



гидроксид железа(III)



гидроксид меди(II)



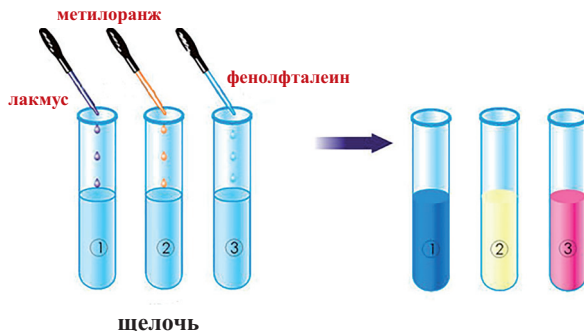
гидроксид натрия



гидроксид кальция

Все щелочи бывают скользкие как мыло. При растворении в воде они образуют бесцветный раствор.

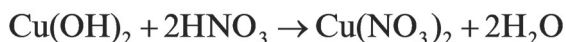
На рисунке показывается, как меняется цвет индикаторов под действием щелочей. Нерастворимые в воде основания не меняют окраску индикаторов.





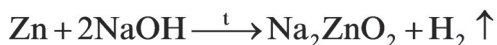
Слово «индикатор» в переводе с латинского означает «показываю», «определяю». Индикаторы – это сложные органические соединения. Для определения щелочей (а также кислот) используют такие индикаторы, как лакмус, фенолфталеин и метилоранж.

Химические свойства. Взаимодействие оснований с кислотами (реакция нейтрализации). Для всех оснований характерным химическим свойством является их взаимодействие с кислотами. При взаимодействии кислот с основаниями образуются **соль** и **вода**.



Нальем в химический стакан (или колбу) на 1/4 раствора гидроксида натрия и добавим к нему 1–2 капли лакмуса. Затем к полученному раствору будем прикапывать раствор соляной кислоты. Понаблюдайте, как меняется цвет. Запишите уравнение реакции.

Взаимодействие щелочей с амфотерными металлами. Из металлов щелочи взаимодействуют только с амфотерными металлами (Be, Zn, Al), при этом образуется **соль** и выделяется **водород**.



Взаимодействие щелочей с неметаллами. Щелочи взаимодействуют с целым рядом неметаллов (Cl_2 , Br_2), образуя **соль** и **воду**. Лишь при взаимодействии с кремнием выделяется водород.



Щелочам и нерастворимым в воде основаниям присущи и отличающие их друг от друга химические свойства.

Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами. Щелочи вступают в реакцию с кислотными оксидами, а нерастворимые в воде основания не вступают в такую реакцию. 1 моль таких кислотных оксидов, как

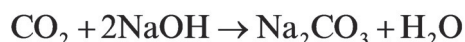


Хранить щелочи в открытой посуде нельзя. Потому что при вступлении в реакцию с углекислым газом воздуха образуются соответствующие карбонаты.

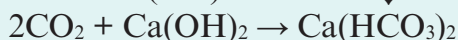
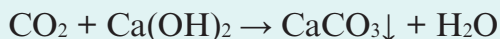
CO₂, SO₂, SO₃ , вступает в реакцию соединения с 1 молем однокислотной щелочи.



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



Такие кислотные оксиды, как CO₂, SO₂, SO₃, в зависимости от мольного соотношения, вступают в различные реакции с двухкислотными щелочами, при этом получают различные продукты.

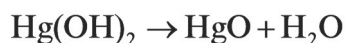


Из кислотных оксидов NO₂ при взаимодействии с щелочами образует две различные соли.



Взаимодействие щелочей с амфотерными оксидами и гидроксидами. Щелочи также взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами, образуя соль и воду.

Разложение оснований. 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.





1. Определите соответствие.

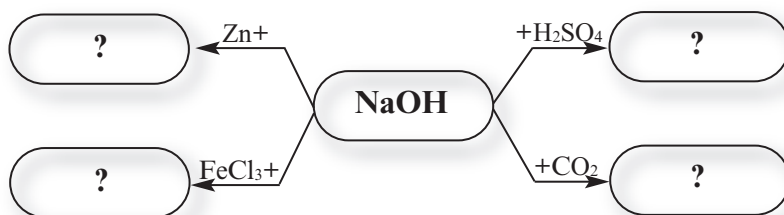
Вещества	Вступившие в реакцию вещества	
	NaOH	H ₂ SO ₄
X	+	+
Y	+	—
Z	—	+

- 1) CO₂ 2) ZnO
 3) Zn 4) Al(OH)₃
 5) CaO 6) FeO
 7) Zn(OH)₂

2. Сколько из элементов Fe, Na, Cu, K, Al, Ca, Ba, Cs, Cr, S, N, Zn, Mg образуют нерастворимое в воде основание?

- A) 5 B) 4 C) 0 D) 3 E) 6

3. Впишите в пустые клетки соответствующие химические формулы.



- 1) NaAlO₂ 2) Na₂CO₃ 3) NaHCO₃ 4) Na₂ZnO₂
 5) Na₂SO₄ 6) Fe(OH)₃ 7) NaFeO₂

4. Запишите внутри каждого кружочка номера выражений, соответствующих свойствам данного вещества.



1. Взаимодействует с амфотерными гидроксидами.
2. Вступает в реакцию нейтрализации с кислотами.
3. Не вступает в реакцию с кислотными оксидами.
4. В результате реакции с Si и Al выделяется водород.
5. Получается в результате реакции его растворимых в воде солей с щелочами.

5. Определите основания X, Y, Z и T.

- 1) CuOH 2) NaOH 3) Fe(OH)₃
 4) Cu(OH)₂ 5) Ca(OH)₂ 6) Fe(OH)₂

Основания	Цвет
X	белый
Y	голубой
Z	бурый
T	желтый



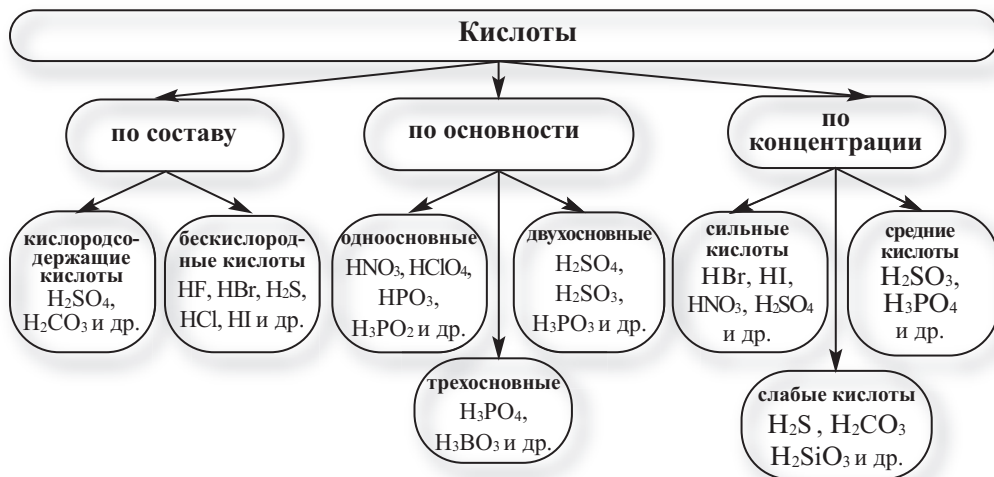
Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток	Валентность кислотного остатка
H_3PO_4	?	?	?
?	?	CO_3^{2-}	?
?	Метакремниевая кислота	?	?

Какие кислоты вы знаете? Приведите примеры кислотных остатков. Какие методы получения кислот вы знаете?

В VII классе при изучении темы водорода вы ознакомились с некоторыми представителями кислот (соляная и серная кислоты). Теперь же вы более подробно ознакомитесь со всеми представителями кислот.

Классификация. Атомы или группы атомов, соединенные с водородом в молекулах кислот, называются **кислотными остатками**. Заряд кислотного остатка всегда отрицательный(–) и по своему числовому значению он равен основности кислоты.

Кислоты классифицируются по составу, основности и по силе.



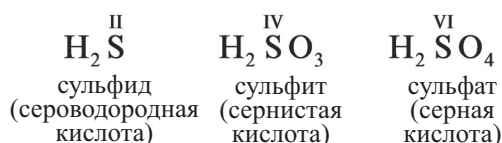
Активность кислот определяется степенью концентрации ионов водорода, образовавшихся в их водных растворах (моль/л).

Число атомов водорода, способных замещаться атомами металла в молекуле кислоты, показывает *основность* кислоты и соответствует валентности кислотного остатка.

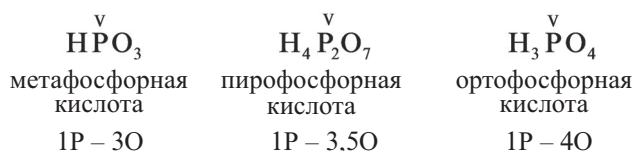
Количество атомов водорода, соединенных с атомом кислорода в кислородсодержащих кислотах, и количество атомов водорода, соединенных с атомами неметаллов в бескислородных кислотах, соответствует основности кислоты.

Номенклатура

Названия кислот заимствованы из латинского названия образующих их неметаллов. В бескислородных кислотах к окончанию названий элементов, образующих кислоты, добавляется суффикс «ид». Если в кислородсодержащих кислотах элемент, образующий кислоту, обладает высокой валентностью, то к его окончанию добавляется суффикс «ат», а если средней валентностью – то суффикс «ит».



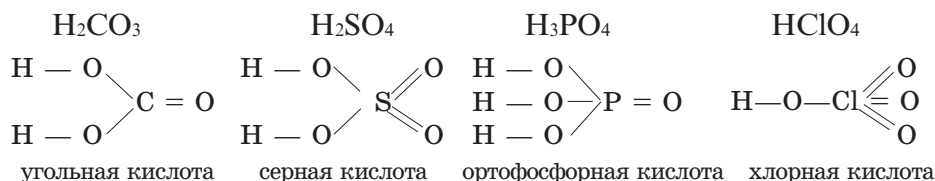
Если кислотообразующий элемент образует несколько кислот с одинаковой валентностью (степенью окисления), то к началу названия кислоты, у которой к одному атому данного элемента присоединено наибольшее количество атомов кислорода, добавляется приставка «орто», а при наименьшем количестве атомов кислорода – приставка «мета». К названию же кислородсодержащих кислот, полученных путем нагревания этих кислот, добавляется приставка «пиро».



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



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



Линии между атомами в этих формулах выражают валентность элементов.

Получение

При непосредственном взаимодействии неметаллов с водородом



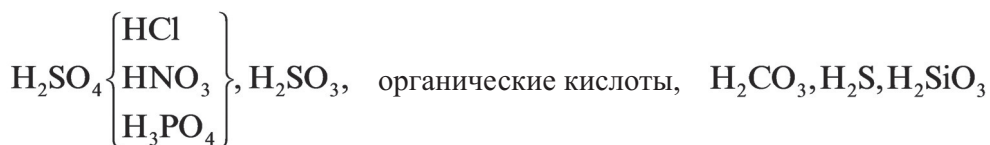
Кислотные оксиды, непосредственно взаимодействуя с водой, образуют соответствующую кислоту. SiO_2 не вступает в реакцию с водой.



При вступлении в реакцию с водой NO_2 и P_2O_5 , в зависимости от условий, образуются различные продукты.

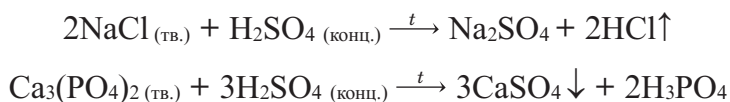
При взаимодействии солей с кислотами

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



В этом ряду каждая кислота вытесняет из солей следующую за ней кислоту. Поскольку HCl , HNO_3 , H_3PO_4 – одинаково сильные кислоты, они не вытесняют друг друга.

При получении кислот подобным способом исходные вещества – соль должна быть в твёрдом состоянии, а кислота более концентрированной и малолетучей. Серная кислота более сильная и малолетучая. Вот почему обычно при получении других кислот используют именно эту кислоту.





1. Определите верные (✓) и неверные выражения (✗).

№		Верно	Неверно
1	Серная кислота по своей основности относится к двухосновным кислотам.	?	?
2	По степени концентрированности кислоты делятся на 2 группы.	?	?
3	Хлористая, ортофосфорная и сернистая кислоты – обладают одинаково сильной концентрированностью.	?	?
4	Оксид кремния (IV) не вступает в реакцию с водой.	?	?
5	Число атомов водорода в составе кислоты указывает на основность кислот.	?	?

2. Расположите кислоты в порядке возрастания их активности.

- 1) H_2CO_3 2) H_2SO_4 3) HClO_4 4) H_2SiO_3
 5) H_2S 6) HNO_3 7) HCl

3. Отметьте каждую кислоту в соответствующую графу и назовите их.

Кислородсодержащие кислоты _____

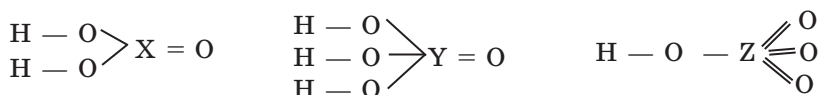
Бескислородные кислоты _____

1. HF 2. H_2CO_3 3. HClO_4 4. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 5. HCN

4. Завершите реакции и проставьте коэффициенты.

- 1) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 3) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 4) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

5. Какими элементами могут быть X, Y и Z?



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

6. Определите кислоты X, Y, Z если $\omega_1 > \omega_3 > \omega_2$.

1) HPO_3	Кислоты, образованные фосфором	Массовая доля кислорода в молекуле кислоты
2) H_3PO_4		
3) H_3PO_3		
	X	ω_1
	Y	ω_2
	Z	ω_3



Определите типы химических реакций.

1. $Fe + HCl \rightarrow$
2. $Mg + H_3PO_4 \rightarrow$
3. $Pb(NO_3)_2 + HCl \rightarrow$
4. $H_2SO_3 \xrightarrow{t}$

Разложения

Обмена

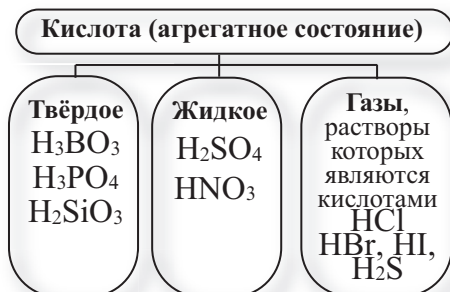
Замещения



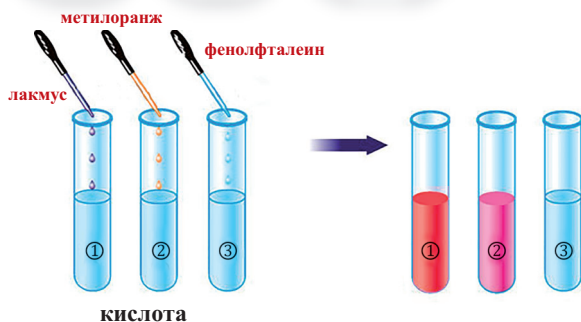
На основе какого правила был составлен ряд активности металлов? В получении какого простого вещества применяется реакция металлов с разбавленными кислотами (кроме разбавленного HNO_3)?

Физические свойства

По своему агрегатному состоянию кислоты классифицируются следующим образом. Кислоты хорошо растворяются в воде (кроме метакремниевой кислоты).



Водные растворы газообразных хлорида водорода (хлороводорода), бромид водорода (бромоводорода) и йодида водорода (йодоводорода) образуют соответствующие кислоты. Водные растворы кислот имеют кислый вкус. Кислоты, как и щелочи, меняют цвет индикаторов.



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.

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, $H_2SO_{4(конц.)}$) их масса увеличивается.

Химические свойства. Взаимодействие кислот с металлами



Возьмите четыре пробирки. Поместите в каждую из пробирок по отдельному куску металлов Mg, Zn, Fe и Cu и добавьте к ним немного 20%-ного раствора соляной кислоты. Что вы наблюдаете? Запишите уравнения реакций.

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

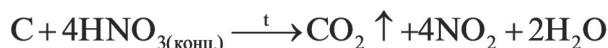


Химическая активность уменьшается $\rightarrow$

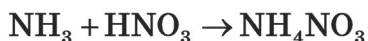
С уменьшением активности металлов уменьшается и скорость протекания их реакций с одной и той же кислотой. Металлы, расположенные в ряду активности до водорода, при вступлении в реакцию с разбавленными кислотами (кроме разбавленной HNO_3) вытесняют из них водород. А металлы, расположенные в ряду активности после водорода, не вступают в реакцию с разбавленными кислотами (кроме разбавленной HNO_3).



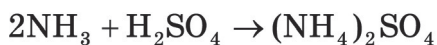
Взаимодействие кислот с неметаллами



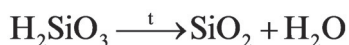
Взаимодействие кислот с аммиаком. Кислоты вступают с аммиаком в реакцию соединения. При вступлении в реакцию одноосновных кислот с аммиаком, независимо от соотношения молей, всегда получается нормальная соль.



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



Разложение кислот. Некоторые кислоты разлагаются с выделением воды.

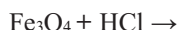




1. Вычислите m . $A_r(S)=32$, $A_r(O)=16$, $A_r(N)=14$

Взаимодействующие вещества	Количество моль	Масса образовавшейся соли
NH_3	1	m
H_2SO_4	0,5	

2. Дополните схему реакции и определите коэффициент Fe_3O_4 .



3. При какой реакции не выделяется водород?



4. Определите соответствие.

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

1) H_3PO_4 2) HCl 3) H_3BO_3 4) HNO_3 5) H_2SO_4 6) HBr

5. Определите кислоты X, Y и Z.

Кислоты	Изменение массы при хранении раствора в открытой посуде
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

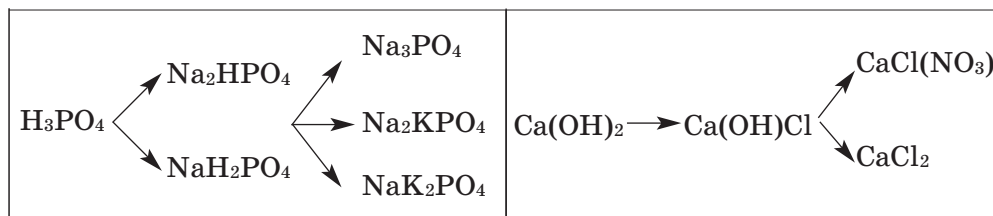


Заполните таблицу.

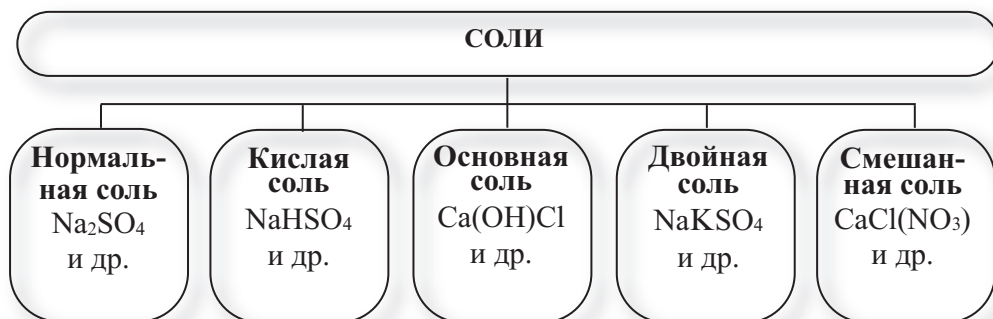
Химическая формула	Название	Тип соли
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	?	?
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	?	?
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	?	?
BaClNO_3	?	?
NaKSO_4	?	?

Какие соли вам известны? Как можно отличить соли друг от друга?

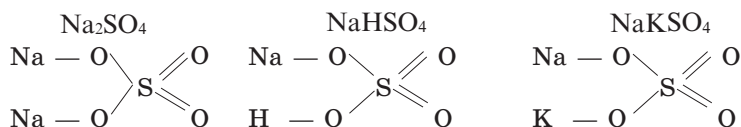
Соли получаются в результате замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла, а в основаниях – гидроксильной группы (OH^-) кислотными остатками.



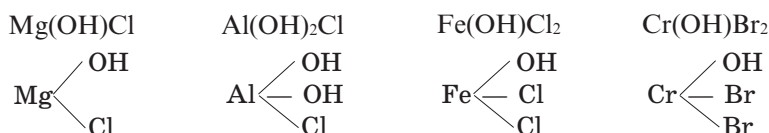
Солями называются вещества, в составе которых содержатся атомы металла (или аммония) и кислотный остаток. Соли классифицируют по их составу.



Графические формулы. Нормальные, кислые и двойные соли рассматриваются как продукты замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла.

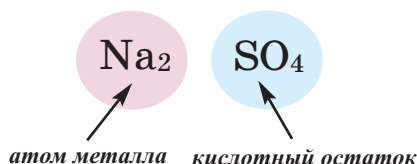


Основные же соли рассматриваются как продукты замещения гидроксильной группы кислотным остатком.



Номенклатура

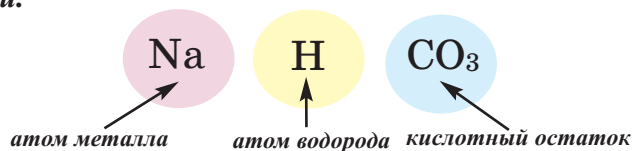
Нормальные соли. Соли, полученные в результате полного замещения атомов водорода, относящихся к основности кислот, атомами металлов, называются **нормальными солями**.



При наименовании нормальных солей, если металл обладает постоянной валентностью, то вначале дается название кислотного остатка, а затем — название металла. Если же 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
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Сульфат алюминия	FeSO_4	Сульфат железа (II)

Кислые соли. Соли, полученные в результате частичного замещения атомов водорода, относящихся к основности кислоты, атомами металлов (или же сложными ионами, например, ионами аммония), называются **кислыми солями**.



При наименовании кислых солей вначале дается название кислотного остатка с указанием на греческом количества атомов водорода, относящихся к основности кислоты и не замещенных металлом, с приставкой «**гидро**». При одном атоме водорода приставка «**моно**» не употребляется.

Кислые соли			
Гидросоли		Дигидросоли	
Формула	Название	Формула	Название
CaHPO_4	гидроортофосфат кальция	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	дигидро-ортофосфат аммония

Основные соли. Соли, полученные в результате частичного замещения гидроксильных групп оснований кислотными остатками, называются **основными солями**.



Как и нормальные соли, при наименовании основных солей 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	гидроксохлорид алюминия	$\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$	дигидроксохлорид алюминия

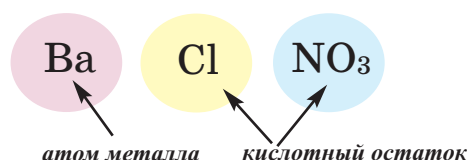
Двойные соли. Соли, полученные в результате замещения атомами двух разных металлов атомов водорода, относящихся к основности кислот в многоосновных кислотах, называются **двойными солями**.



При наименовании двойных солей после названия кислотного остатка даются оба названия металлов.

Двойная соль	Название	Двойная соль	Название
NaKCO_3	карбонат натрия-калия	Na_2KPO_4	ортофосфат динатрия-калия

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

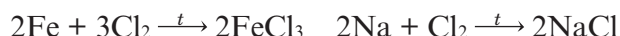


Если в составе смешанных солей содержатся бескислородные и кислородсодержащие кислотные остатки, то вначале даются названия бескислородных, а затем кислородсодержащих кислотных остатков.

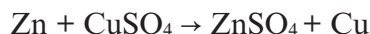
Смешанная соль	Название	Смешанная соль	Название
$\text{CaCl}(\text{OCl})$ (или CaOCl_2)	Хлорид-гипохлорит кальция	BaClNO_3	хлорид-нитрат бария

Получение

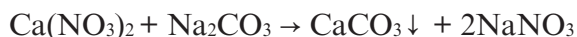
При взаимодействии металлов с неметаллами



При взаимодействии металлов с солями. Начиная с элемента Mg в ряду активности металлов, каждый металл вытесняет последующие металлы из растворов их солей.



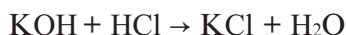
При взаимодействии солей с солями. Такие реакции протекают в растворе в том случае, если обе исходные соли растворимы в воде и при их взаимодействии получится нерастворимая в воде соль.



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



При взаимодействии однокислотных оснований с одноосновными кислотами, независимо от количества их молей, всегда получится нормальная соль.



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

$n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$	$3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	нормальная соль
$n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	кислая соль
$n(\text{H}^+) < n(\text{OH}^-)$	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$	основная соль

При добавлении многоосновной кислоты к смеси двух различных оснований получится двойная соль.



При нейтрализации одного многокислотного основания двумя различными кислотами получится смешанная соль.



1. 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

2. Какие основания образуют смешанную соль с двумя различными кислотами?

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

3. 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) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$

4. Определите соответствие.

Продукты реакции:

1) соль, простое вещество а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$ б) $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t}$
 2) соль, оксид в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 + \text{HBr} \longrightarrow$
 3) смешанная соль, оксид д) $\text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$ е) $\text{NaCl} + \text{F}_2 \longrightarrow$

5. 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 NaOH + 1 моль H_2SO_4	Y
1 моль NaOH + 1 моль KOH + 1 моль H_2SO_4	Z
2 моль KOH + 1 моль HCl	T

а) CuSO_4 $\rightarrow$ Cu(OH)_2 б) NaOH $\rightarrow$ Fe(OH)_3 в) H_2SO_4 $\rightarrow$ BaCl_2

Определите вещества в соответствии с вопросительными знаками. Какие из представленных солей нерастворимы в воде?

Физические свойства

Соли – это твердые вещества с разной способностью к растворению и цветом. Все соли натрия (Na), калия (K) и аммония (NH_4^+), а также 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).



Солям в основном присуща высокая температура плавления и кипения.

Растворимость солей в воде	
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 не растворяются в воде	$\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4, (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
Другие силикаты не растворяются в воде	$\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{K}_2\text{SiO}_3$
Другие карбонаты не растворяются 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, Na, K, NH_4 растворяются в воде



Бихромат аммония



Перманганат калия



Сульфат меди (II)



Сульфат железа (II)



Хлорид железа (III)

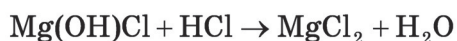
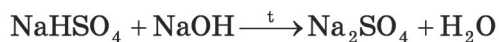


Хромат калия

Химические свойства

С химическими свойствами солей вы ознакомились при изучении свойств щелочей и кислот, способов получения оксидов и солей.

Кислые, основные, в том числе и двойные соли могут проявлять многие химические свойства нормальных солей. Кроме того, кислые соли легко нейтрализуются щелочами, а основные соли – кислотами.

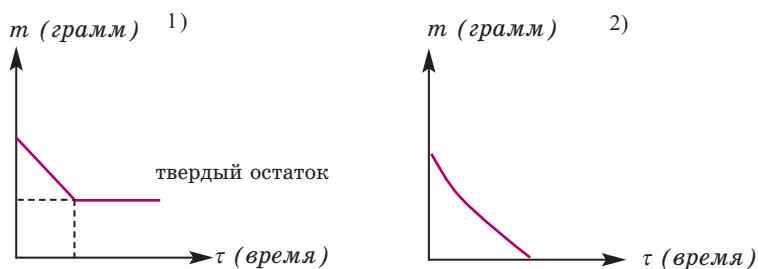


Основные соли могут взаимодействовать с щелочами.

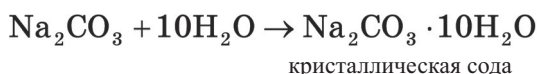


При нагревании большинства кислых солей (кроме солей аммония) они разлагаются с образованием нормальной соли.

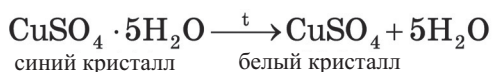
При разложении солей металлов (кроме $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$) всегда выделяется твердый остаток (или оксид металла, или же полученная новая соль в твердом виде). Поэтому разложение этих солей происходит как в 1-ом графике. При разложении большинства аммонийных солей твердый остаток не выделяется.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



Некоторые соли при взаимодействии с водой образуют вещества – **кристаллогидраты**.



При нагревании кристаллогидраты вновь обезвоживаются.



Вода, входящая в состав кристаллов в виде химических соединений, называется **кристаллизационной водой**. Кристаллогидрат – это не просто набор из воды и соли, а вещество. Вода и соль лишь условно разделены точкой.

Многоосновные кислоты, вступая в реакцию соединения с нормальными солями, образуют кислую соль.

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.

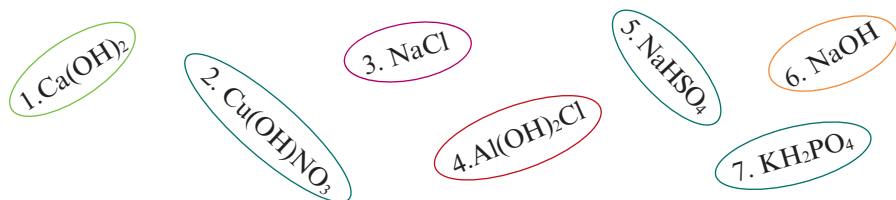
Многие средства защиты растений от болезнетворных микробов и вредителей, ряд лекарственных препаратов также относятся к классу солей. Более подробные сведения о применении отдельных солей будут представлены при изучении химических элементов.



1. Определите соответствие.

Свойство

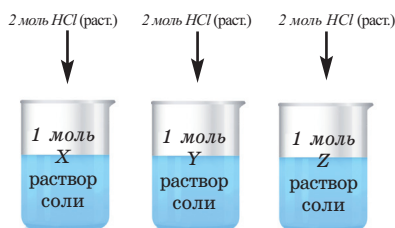
1. Вступает в реакцию как с кислотой, так и с щелочью.
2. Вступает в реакцию только с кислотой.
3. Вступает в реакцию только с щелочью.



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) Na_2S c) Na_2SO_4
 d) NaNO_3 e) CaCO_3 f) AgNO_3

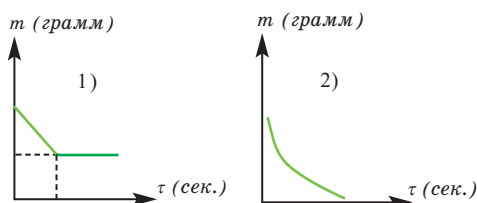


3. Определите соответствие.

Изменение массы твердого остатка при разложении солей.

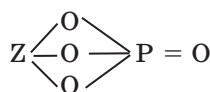
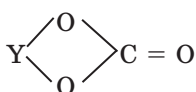
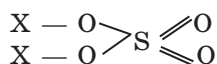
Соли

- 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?

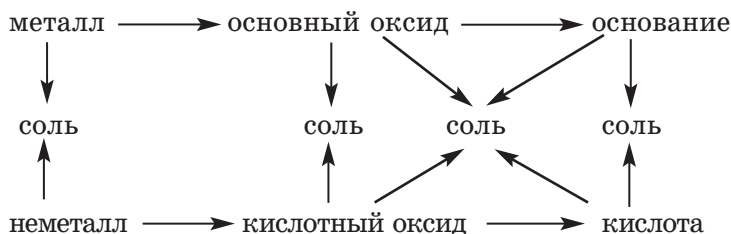
- 1) Ca 2) Na 3) Al 4) Mg 5) K



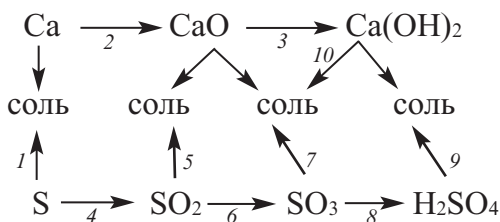
5. Определите x, если при нагревании 28,6 грамма кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, его масса уменьшается на 18 граммов. $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)=106$; $M_r(\text{H}_2\text{O})=18$



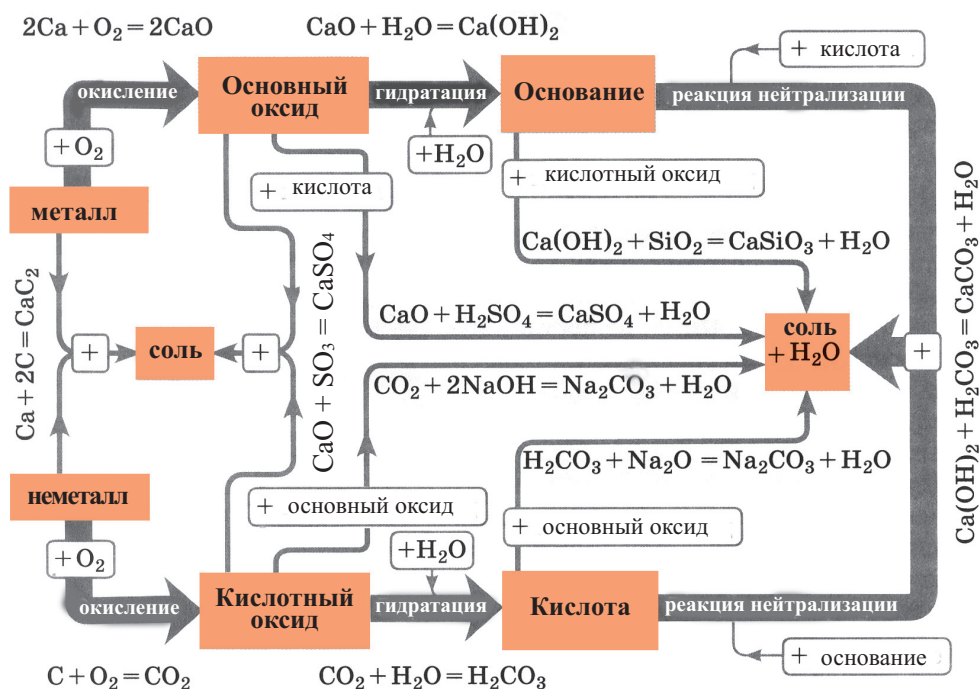
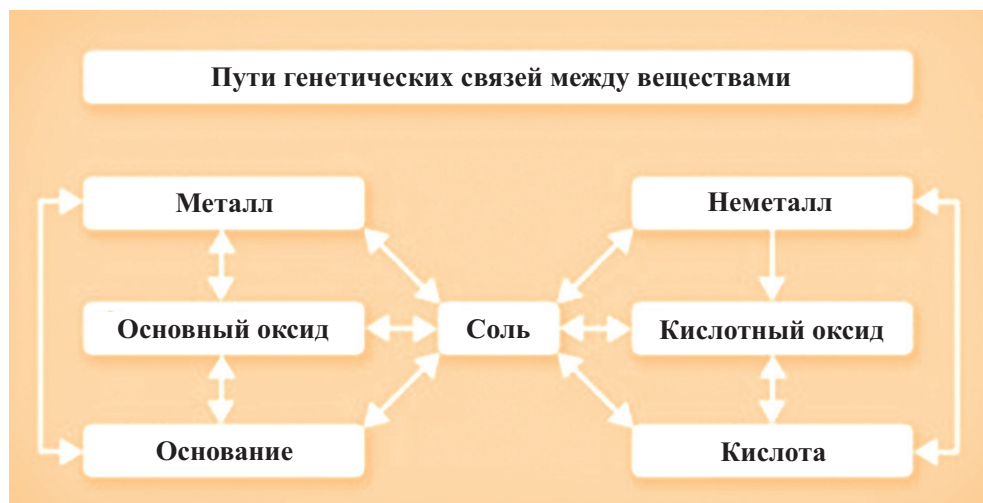
Возможность получения из представителей одного класса неорганических соединений представителей другого класса свидетельствует о наличии между ними генетической связи. Взаимосвязь между веществами отдельных классов можно проследить по нижеприведенной схеме:



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

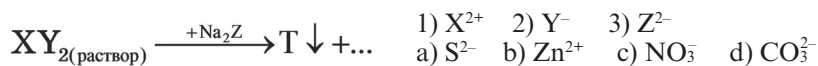


В качестве примера генетической связи между неорганическими веществами можно привести следующие схемы.

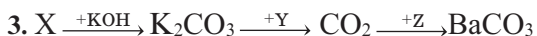
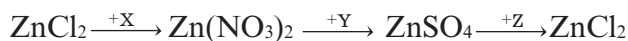




1. Определите соответствие.



2. Какая из X, Y и Z является солью?



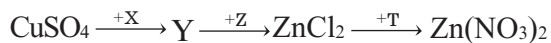
Определите вещества X, Y и Z.

X	Y	Z
A) $KHCO_3$	HBr	$Ba(OH)_2$
B) H_2CO_3	H_2SiO_3	$BaCl_2$
C) $KHCO_3$	H_2S	$Ba(NO_3)_2$
D) H_2CO_3	H_2SiO_3	BaO
E) $KHCO_3$	H_2S	BaO

4. Определите вещества X, Y и Z.



5. Какое из веществ X, Y, Z и T не является кислотой?



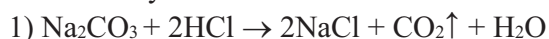
ПОЯСНЕНИЕ ЗАДАНИЙ ПО РАЗДЕЛУ

Задача 1. Какие вещества взаимодействуют и с Na_2CO_3 , и с $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

- 1) HCl 2) MgSO_4 3) KOH 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 5) H_2SO_4

Решение: Na_2CO_3 , вступая в реакцию с сильными кислотами (HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4), выделяет соль и CO_2 .

В таком случае:



Поскольку $\text{Zn}(\text{OH})_2$ является амфотерным основанием, оно вступает в реакцию как с сильными кислотами (HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4), так и с щелочами (NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$). В таком случае:



В то время как $\text{Zn}(\text{OH})_2$ вступает в реакцию с KOH , Na_2CO_3 в эту реакцию не вступает.

С другой стороны, основание $\text{Zn}(\text{OH})_2$, находящееся в виде осадка, не вступает в реакцию ни с одной солью.

Ответ: 1, 4, 5

Задача 2. Определите оксиды:

X	Y	Z	Оксид металла	Вещества, вступившие в реакцию		
				H_2O	NaOH	HCl
A) K_2O	Fe_2O_3	CrO_3	X_aO_b	+	—	+
B) Fe_2O_3	CrO_3	CrO	Y_aO_b	—	+	+
C) K_2O	CrO_3	Fe_2O_3	Z_aO_b	+	+	—
D) CrO_3	K_2O	Fe_2O_3				
E) Fe_2O_3	K_2O	CrO_3				

Решение: Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO , BaO в нормальных условиях вступают в реакцию как с водой, так и с кислотами.

В таком случае, $\text{X}_a\text{O}_b \Rightarrow \text{K}_2\text{O}$.

Амфотерные оксиды (BeO , ZnO , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , Al_2O_3) вступают в реакцию как с щелочами, так и с кислотами. В таком случае, $\text{Y}_a\text{O}_b \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.

Из кислотных оксидов CO_2 , SO_2 , SO_3 , NO_2 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , CrO_3 , Cl_2O_7 взаимодействуют как с водой, так и с щелочами. В таком случае, $\text{Z}_a\text{O}_b \Rightarrow \text{CrO}_3$.

Ответ: А

Задача 3. Какие выражения верные?

- 1) X неметалл
- 2) Y_2O_3 кислотный оксид
- 3) Z_2O_3 амфотерный оксид
- 4) Y неметалл
- 5) X металл

Решение: Если XO вступает в реакцию как с щелочами, так и с кислотами, то это амфотерный оксид (BeO , ZnO). Если Y_2O_3 вступает в реакцию только с щелочами, то это кислотный оксид (N_2O_3 , P_2O_3). Если Z_2O_3 вступает в реакцию как с щелочами, так и с кислотами, то это амфотерный оксид (F_2O_3 , Cr_2O_3 , Al_2O_3).

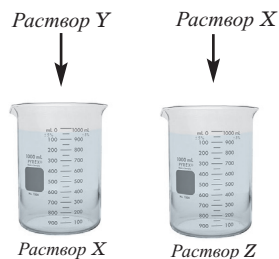
Ответ: 2, 3, 5

Задача 4.

При размешивании растворов, как показано на рисунке, то в I сосуде красный цвет лакмуса превратится в голубой, а во II сосуде голубой цвет превратится в красный. На основе этих данных определите, какое из веществ X, Y, Z является кислотой, а какие – основанием?

Кислота Основание

- | | |
|---------|------|
| A) X, Y | Z |
| B) Y, Z | X |
| C) Y | X, Z |
| D) Z | X, Y |
| E) X | Y, Z |



Решение: Если в I сосуде красный цвет лакмуса превращается в голубой, то $\text{X} \rightarrow$ кислота, а $\text{Y} \rightarrow$ щелочь.

А во II сосуде голубой цвет лакмуса превращается в красный, значит, $\text{Z} \rightarrow$ щелочь, а $\text{X} \rightarrow$ кислота.

Ответ: E

Задача 5.

Какие выражения верные, если в результате реакции получается нерастворимая в воде соль?

- 1) Формула полученной соли: Y_xA_b
- 2) Получится $x+b$ моль H_2O
- 3) $x > b$
- 4) Продукты реакции проводят электрический ток
- 5) Полученный в реакции $\nu(H_2O) = x = b$

Вступившие в реакцию вещества	ν (моль)
H_xA кислота	a
$Y(OH)_b$ основание	a

Решение: $H_xA + Y(OH)_b \rightarrow Y_xA_b + xH_2O$ (или bH_2O).

Ответ: 1;5. Согласно условиям, поскольку соль Y_xA_b – нерастворимая в воде соль, то она не проводит электрический ток.

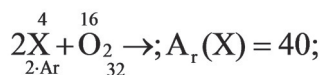
Задача 6.

Что можно определить на основе таблицы?

- 1) Массу оксида
- 2) $A_r(X)$
- 3) Степень окисления X в оксиде.

Вещества, полностью вступившие в реакцию		Продукт реакции
X	O_2	XO
4 г	1,6 г	

Решение:



$$m(XO) = 4 + 1,6 = 5,6 \text{ г}; \overset{+2}{X}\overset{-2}{O}$$

Ответ: 1, 2, 3

Задача 7.

Вещества, вступившие в реакцию, и их мольное количество		Масса полученной соли (в г)	N (атом) в молекуле полученной соли (в целом)
Fe(OH) ₃	HNO ₃		
1	x ₁	y ₁	z ₁
	x ₂	y ₂	z ₂
	x ₃	y ₃	z ₃

1

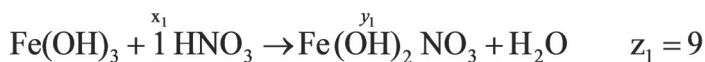
- A) x₁ > x₂ > x₃
 B) x₃ > x₂ > x₁
 C) x₁ > x₂ > x₃
 D) x₂ > x₁ > x₃
 E) x₃ > x₂ > x₁

2

- z₁ > z₂ > z₃
 z₁ > z₂ > z₃
 z₃ > z₂ > z₁
 z₂ > z₁ > z₃
 z₃ > z₂ > z₁

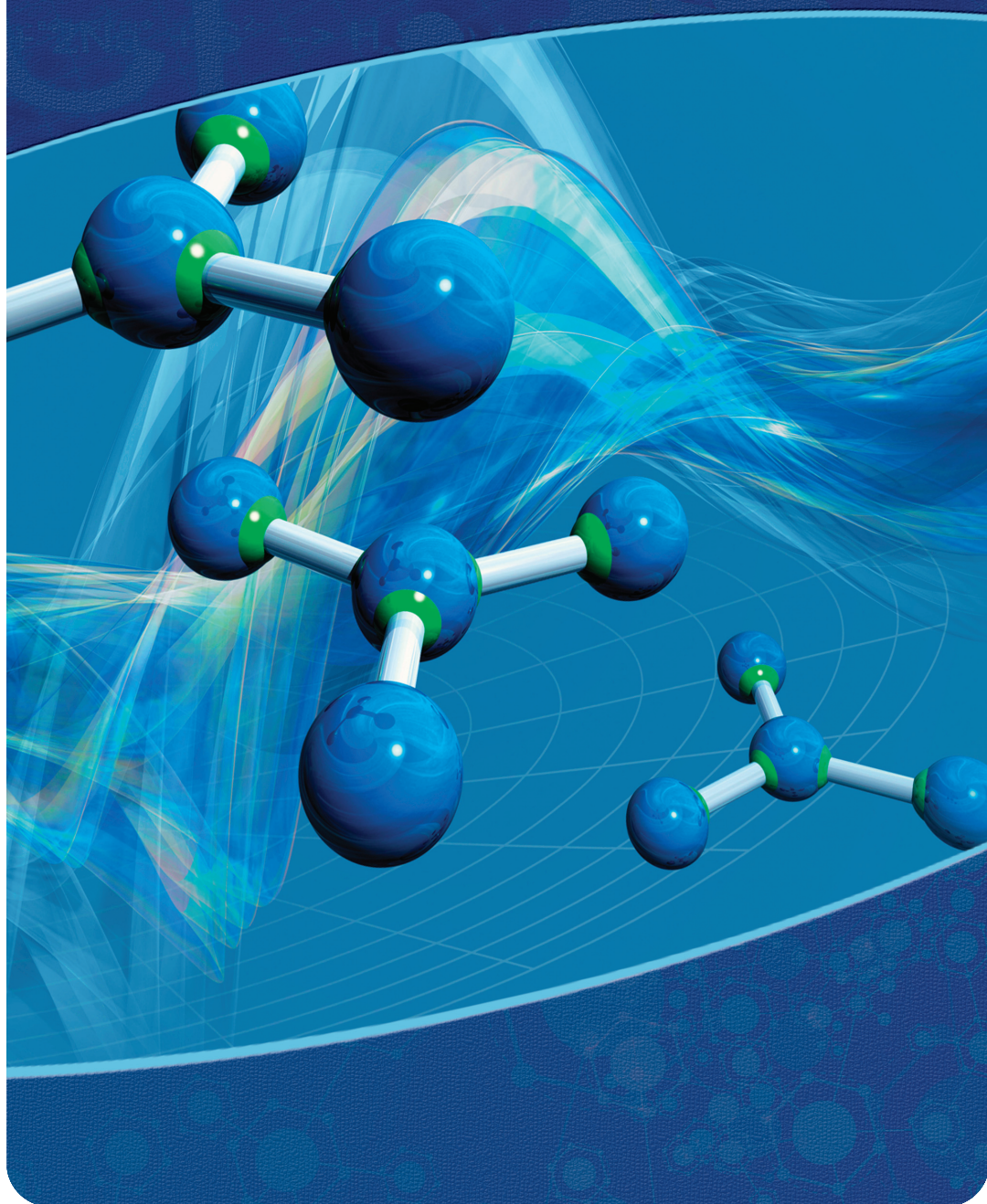
Если y₃ > y₂ > y₁, то определите отношения между x₁  x₂  x₃ и z₁  z₂  z₃.

Решение:



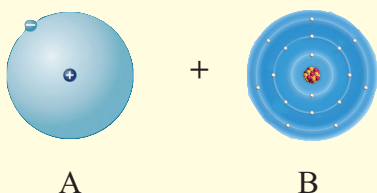
Ответ: E x₃ > x₂ > x₁ z₃ > z₂ > z₁

3 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



- 
- 16. Ковалентная связь*
 - 17. Виды ковалентной связи*
 - 18. Пространственное строение молекул.
Гибридизация*
 - 19. Свойства ковалентной связи*
 - 20. Ионная связь*
 - 21. Металлическая и водородная связи*
 - 22. Типы кристаллических решеток*
 - 23. Валентность. Степень окисления*

Пояснение заданий по разделу



На основе электронной модели определите связь между веществами A и B. Какие типы химической связи существуют? Между какими химическими элементами образуется ковалентная связь?

Свойство вещества определяется его химическим составом, последовательностью соединения атомов в его молекуле и их взаимодействием. *Совокупность сил, связывающих друг с другом атомы в молекуле, называется химической связью.* Теория строения атома раскрывает природу химической связи и механизм образования молекулы.

Было установлено, что образование и природа химической связи строение непосредственно связаны со строением наружных электронных слоев взаимодействующих атомов элементов. Имеющиеся к настоящему времени сведения об атомах и молекулах подтверждают электронное происхождение всех химических связей. По правилу октета, при образовании химической связи наружные энергетические уровни завершаются – 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 строение $1s^2$.

Электроны, участвующие в образовании связи, называются **валентными электронами**. В различных химических соединениях химические связи по механизму образования и типу отличаются друг от друга. Электроотрицательность элементов влияет на распределение электронов между взаимодействующими друг с другом атомами. По характеру распределения электронов в веществах различают четыре основных типа химической связи.

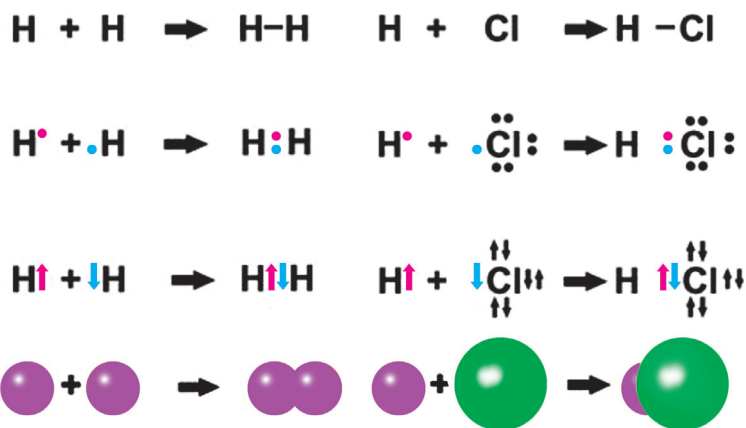


Химическая связь, возникающая в результате образования общих (связывающих) электронных пар, называется **ковалентной связью**. Ковалентная связь образуется между атомами неметаллов с одинаковыми или мало отличающимися друг от друга электроотрицательностями. Образование большинства молекул связано с созданием ковалентной связи.

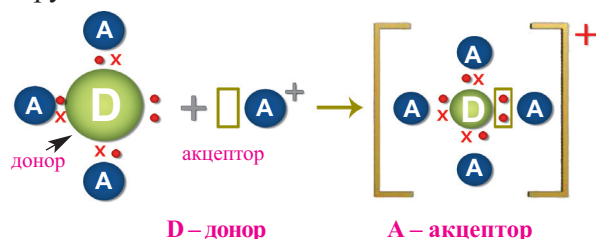
Ковалентная связь — это **локализованная** двухэлектронная связь с двумя центрами. Локализованная связь подразумевает такую связь, которая действует лишь между двумя атомами на ограниченном участке. Одна ковалентная связь образуется одной электронной парой. Т.е. ковалентную связь показывают парными точками или линиями. Эти электроны расположены в наружных электронных слоях обоих атомов.

Ковалентная связь в основном возникает по двум различным механизмам:

1. Механизм обмена. Каждый атом, образующий ковалентную связь, отдаёт одинаковое количество электронов для образования общей электронной пары. Общую электронную пару образуют неспаренные (одиночные $\downarrow$) электроны атомов, образующих связь. При этом спаренные электроны должны обладать антипараллельными спинами $\uparrow\downarrow$. Расположение электронов на одной орбитали ($\uparrow\uparrow$ или $\downarrow\downarrow$) невозможно. Лишь при таком условии электронные облака двух атомов, перекрывая друг друга, усиливают электронную плотность между ядрами и, притягивая таким образом два ядра, образуют устойчивую молекулу. В нейтральном атоме число электронов, образующих ковалентную связь по механизму обмена, равно числу одиночных электронов.



2. Донорно-акцепторный механизм. Ковалентная связь образуется за счет неподеленной электронной пары одного атома и незаполненных (пустых) орбиталей другого атома. Схематически это выглядит так:



Здесь атом D, предоставляющий свою неподеленную электронную пару для общего пользования, называется **донором**, а атом A, имеющий свободную орбиталь, – **акцептором**. Образованная таким путем ковалентная связь называется **донорно-акцепторной** или **координативной связью**.



*Этот механизм химической связи был открыт в 1893-ем году **Альфредом Вернером**, создавшим координационную теорию комплексных соединений. В связи с этим, донорно-акцепторная связь раньше называлась координативной связью.*

Ион аммония (NH_4^+), угарный газ (CO), ион гидроксония (H_3O^+) образуются по донорно-акцепторному механизму.

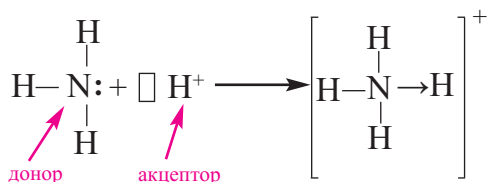
а) Донорно-акцепторная связь указывается стрелкой, которая всегда направлена от донора (N) в сторону акцептора (H); б) При образовании донорно-акцепторной связи валентность атома-донора увеличивается на одну единицу. Степень окисления не меняется.

Молекулы и ионы	Донор-атом	
	Валентность	Степень окисления
NH_4^+	4	-3
NH_3	3	-3
H_2O	2	-2
H_3O^+	3	-2

Установлено, что все связи N–H в ионе аммония (NH_4^+) обладают одинаковыми свойствами. Значит, ковалентная связь, образованная по механизму обмена, не отличается от связи, созданной по донорно-акцепторному механизму. Если неподеленную электронную пару атома азота в аммиаке (NH_3) представить в виде двух точек, а свободную орбиталь иона водорода

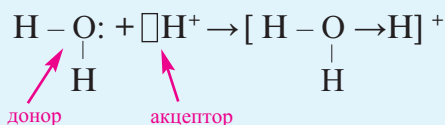
(H⁺) – в форме четырехугольника, тогда схему образования иона аммония, угарного газа и иона гидроксония можно изобразить так:

Механизм образования иона аммония

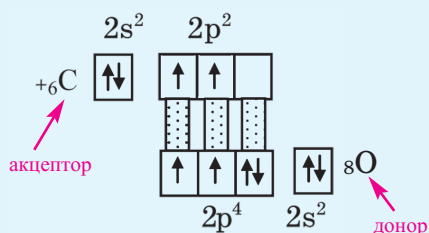


Все кислоты, кроме кремниевой кислоты (H₂SiO₃), при растворении в воде образуют ион гидроксония (H₃O⁺). Образование иона гидроксония также происходит по донорно-акцепторному механизму.

Механизм образования иона гидроксония:



Механизм образования угарного газа



Вещество или ион	Донор	Акцептор	Число электронов, участвующих в образовании связей	
			у донора	у акцептора
NH ₄ ⁺	N	H	5	3
CO	O	C	4	2
H ₃ O ⁺	O	H	4	2



1. Расположите нижеприведенные молекулы веществ в порядке возрастания числа донорно-акцепторных связей.

- 1) ортофосфат аммония
- 2) угарный газ
- 3) сульфат аммония
- 4) гидрокарбонат аммония

2. Сколько процентов от числа р-электронов кислорода участвует в образовании донорно-акцепторной связи в ионе гидроксония? (8O)

3. В молекулах всех продуктов каких нижеприведенных реакций имеется ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму?

- 1) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ 2) $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} \rightarrow$ 3) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} \rightarrow$
 4) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 5) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$

4. Сколько процентов от числа электронов в ионе аммония составляют электроны, участвующие в образовании донорно-акцепторных связей в ионе аммония? (7N,1H)

5. В каком случае X, Y и Z представлены правильно?

- | | X | Y | Z |
|----|---|---|---|
| a) | N | H | C |
| b) | H | O | C |
| c) | N | H | C |
| d) | N | O | O |
| e) | H | H | O |

Вещество или ион	Донорный элемент
NH_4^+	X
H_3O^+	Y
CO	Z

6. Расположите в соответствующие кружочки элементы и ионы, электронная конфигурация которых представляет октет и дублет.

The diagram shows several ions and elements in colored circles:

- 3Li^+ (green circle)
- 20Ca^{+2} (red circle)
- 10Ne (pink circle)
- 4Be^{+2} (purple circle)
- 36Kr (orange circle)
- 1H^- (light blue circle)
- 2He (dark blue circle)
- 11Na^+ (yellow circle)

Two groups are indicated by ovals:

- Восьмиэлектронный октет** (Eight-electron octet) - pink oval
- Двухэлектронный дублет** (Two-electron doublet) - blue oval



Начертите схему связи и электронов, образующих эту связь.

1. $H_2S \rightarrow$ ■ 2. $N_2 \rightarrow$ ■ 3. $SO_2 \rightarrow$ ■ 4. $F_2 \rightarrow$ ■ 5. $H_2SO_4 \rightarrow$ ■

Какие виды ковалентной связи существуют? Чем они отличаются друг от друга?

Существует два вида ковалентной связи, образованной по механизму обмена:



Неполярная ковалентная связь

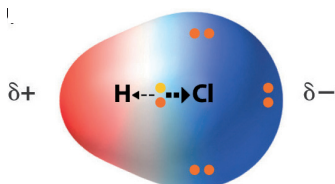
Неполярная ковалентная связь. Ковалентная связь, образованная между атомами неметаллов одного вида (или между атомами с одинаковой электроотрицательностью), называется **неполярной ковалентной связью**:



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.

Полярная ковалентная связь. Ковалентная связь, образованная между атомами различных видов неметаллов (или между атомами неметаллов с различными электроотрицательностями), называется **полярной ковалентной связью**.

Вещества с полярной ковалентной связью:

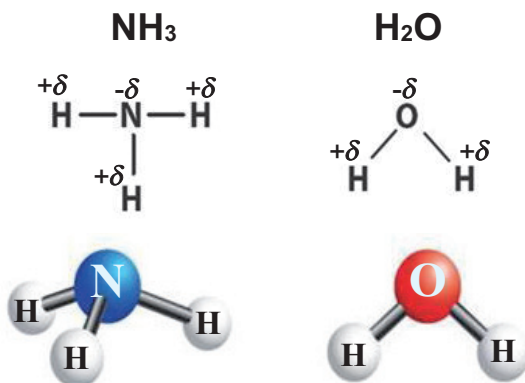


Полярная ковалентная связь

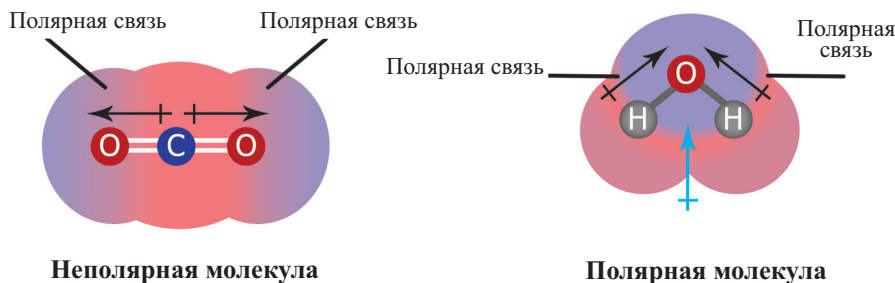
В большинстве полярных молекул центры положительных и отрицательных зарядов не совпадают. Одна сторона молекулы частично заряжается положительно, а другая сторона – частично отрицательно. В результате создается **диполь** (поляризация в молекуле). Электронная пара перемещается в сторону атома с большей электроотрицательностью. Молекулы, образующие диполь, бывают полярными.



Слово «диполь» на греческом «*polos*» – означает «полярный».
 $+\delta$ и $-\delta$ (дельта) – относительные заряды.
 Их абсолютное значение бывает меньше 1.



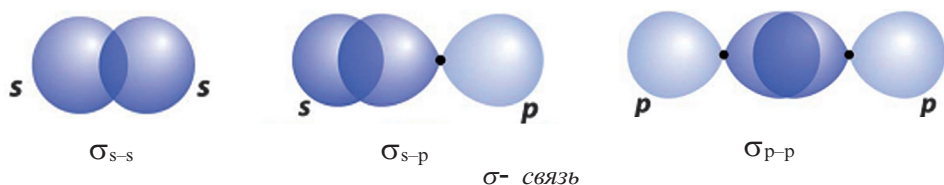
Несмотря на то, что в молекулах некоторых веществ все связи полярно-ковалентные, однако из-за неспособности молекулы к поляризации (т.е. к созданию диполя), они являются неполярными (CO₂, CH₄).



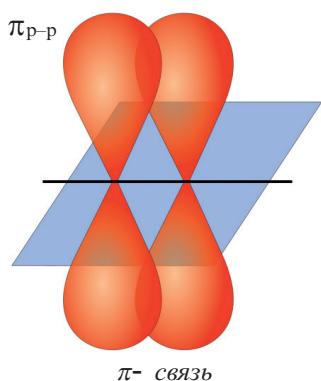
σ (сигма) и π (пи) - связи

Сущность образования электронных пар, создающих связь, объясняется перекрыванием электронных облаков. В зависимости от направления перекрывания атомных орбиталей, ковалентные связи делятся на две части.

σ - связь. Если электронные облака перекрываются по прямой линии, соединяющей центры связывающих атомов, то такая связь называется **сигма-связью**. 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.



При наличии между атомами одной ковалентной связи ее называют **одинарной связью**. Все одинарные связи – σ -связи.



π -связь. При образовании второй и третьей ковалентных связей между двумя атомами перекрывание электронных облаков происходит не по линии, соединяющей центры атомов. 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, называется **π -связью**. π -связь образуется перекрыванием двух p-орбиталей по обе стороны от оси, соединяющей центры атомов. π -связь могут образовывать негибридизированные p-орбитали (p-электроны).

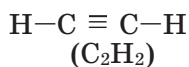
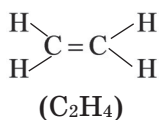
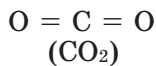
В результате образования π - и σ -связей, находящихся на перпендикулярно расположенных друг к другу плоскостях в пространстве в составе одной молекулы, создаются двойные и тройные связи.

Все одинарные связи являются σ -связью, из двойных же связей одна σ -связь, а другая π -связь, из тройных связей – одна σ -связь, а две π -связи.

Вещество	$\text{H} \overset{\sigma}{\text{---}} \text{H}$ 	$\text{O} \overset{\sigma}{\underset{\pi}{\text{---}}} \text{O}$ 	$\text{N} \overset{\pi}{\underset{\sigma}{\text{---}}} \text{N}$
Количество σ -связей	1	1	1
Количество π -связей	0	1	2

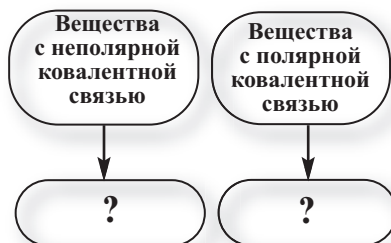


1. Определите количество σ - и π - связей в молекулах веществ.

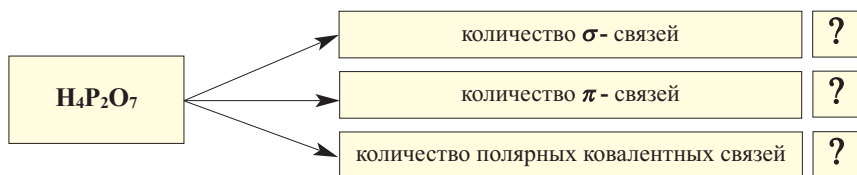


2. Впишите номера соответствующих формул в тетрадь.

- | | | |
|---------------------|---------------------|--------------------|
| 1) NH ₃ | 2) HPO ₃ | 3) Cl ₂ |
| 4) HNO ₃ | 5) S ₈ | 6) P ₄ |
| 7) HCl | 8) SO ₃ | |



3. Выполните задание.



4. В молекулах каких веществ сигма-связи составляют 50% от общего числа связей?

- 1) N₂ 2) CO₂ 3) C₂H₂ 4) O₂ 5) Cl₂

5. Определите вещество по выражениям.

- Имеет 2 π - связи.
 - Имеет 6 σ - связей.
 - Обладает полярной ковалентной связью.
- | | | |
|-----------------------------------|---|-----------------------------------|
| A) H ₂ SO ₄ | B) H ₄ P ₂ O ₇ | C) CO ₂ |
| D) S ₈ | E) H ₂ SO ₃ | F) H ₃ PO ₄ |

6. В молекулах каких веществ сигма-связи образуются в результате перекрывания s- и p- орбиталей?

- 1) H₂ 2) HCl 3) HF 4) O₂ 5) H₂S



Определите соответствие.

	Гибридное состояние центрального атома в молекуле		Вещество
1	sp	?	BCl_3
2	sp^2	?	NH_3
3	sp^3	?	$BeCl_2$

Какое значение имеют гибридные орбитали в процессе гибридизации?
Какие формы гибридизации вы знаете?

Пространственное строение молекулы зависит от формы и направления электронных орбиталей её атомов. Процесс образования новых орбиталей с одинаковыми энергией и формой из комбинации различных орбиталей (s - и p -) называется **гибридизацией**. Образовавшиеся новые орбитали называются **гибридными орбиталями**.

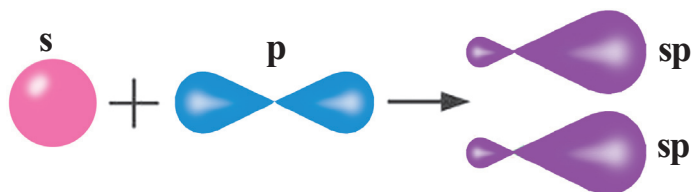
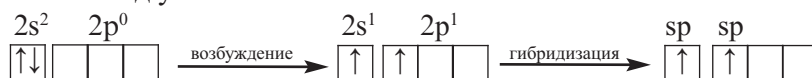
1. Гибридизация орбиталей атомов происходит во время химических реакций.
2. При образовании связи от гибридизированных орбиталей выделяется ещё больше энергии и связь становится более прочной.
3. Число образованных гибридных орбиталей равно числу орбиталей, участвующих в гибридизации.

Для s - и p -орбиталей возможны три типа гибридизации.

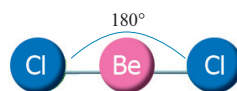
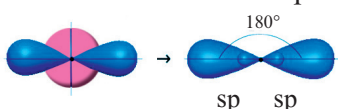


sp -гибридизация. При участии одной s - и одной p -орбитали образуются 2 sp -гибридные орбитали, расположенные под углом 180° . Подобная гибридизация характерна для некоторых элементов II группы: $ZnCl_2$, $BeCl_2$, MgI_2 и др. Электронное строение внешнего электронного слоя бериллия имеет вид $2s^2 2p^0$. При возбуждении атома бериллия один из s -электронов переходит

дит на p - подуровень, а затем, в результате гибридизации одной s - и одной p - орбиталей, образуются две sp -гибридные орбитали с одинаковой энергией, расположенные под углом 180° .



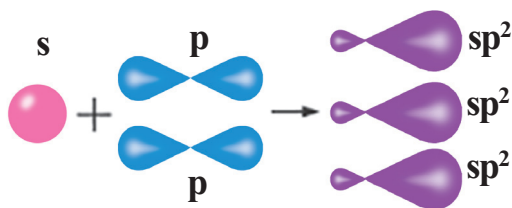
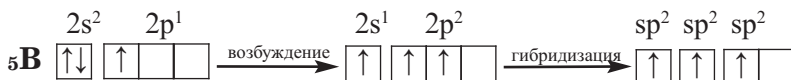
Образовавшиеся две sp -гибридные орбитали, оттолкнувшись друг от друга, располагаются под углом 180° , т.е. вдоль прямой линии, двигаясь в противоположных направлениях. В результате перекрывания двух sp - гибридных электронных облаков атома Be p -электронными облаками атомов Cl образуется $BeCl_2$ линейного строения.

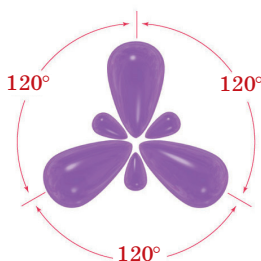


BeF_2 , $BeCl_2$, $BeBr_2$, BeI_2 , CO_2 – это вещества линейного строения, образованные за счет перекрывания sp - гибридных орбиталей.

sp^2 - гибридизация. При участии одной s - и двух p - орбиталей образуются три sp^2 - гибридные орбитали одинаковой формы, расположенные на одной плоскости под углом 120° . Подобный тип гибридизации характерен для некоторых элементов III группы.

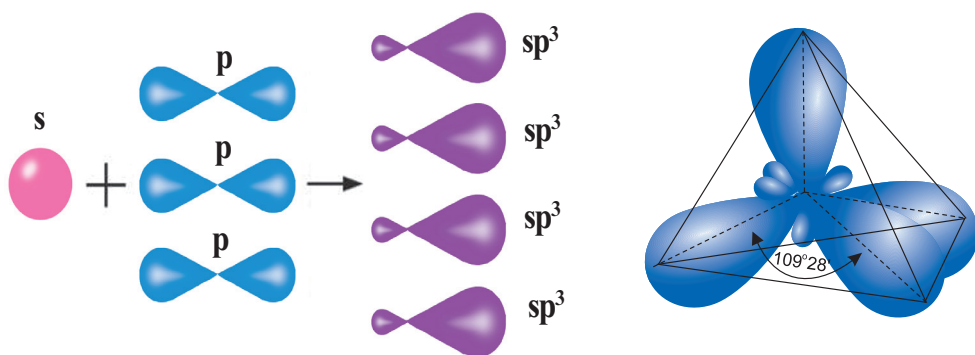
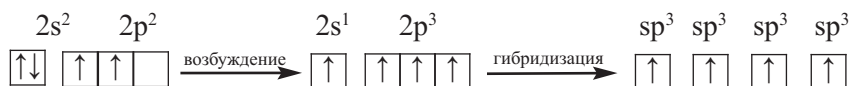
Электронное строение внешнего энергетического уровня атома бора следующее: $2s^2 2p^1$. При возбуждении атома бора один из электронов переходит с s - орбитали на p - орбиталь и в итоге образуются три одинаковые sp^2 гибридные орбитали.



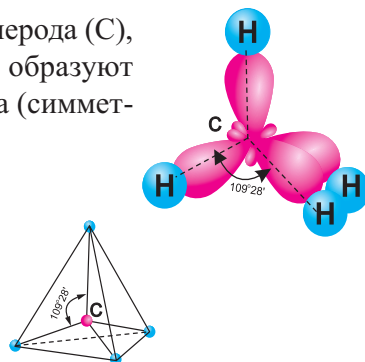
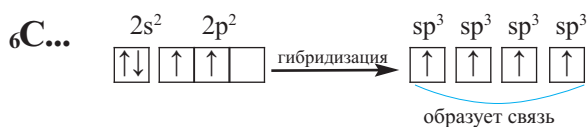


Эти три возбужденных гибридных электронных облака атома бора перекрываются p - электронными облаками атомов фтора и в результате образуется молекула BF_3 треугольной формы. Все три образовавшиеся связи находятся на одной плоскости. BCl_3 , BBr_3 , BI_3 также обладают подобным плоским строением.

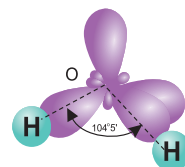
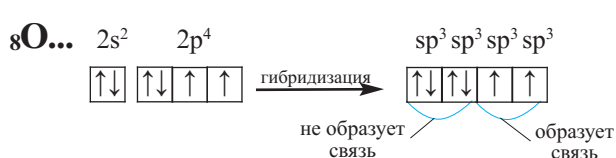
sp^3 - гибридизация. Процесс образования в пространстве четырех гибридных орбиталей из комбинации одной s - и трех p - орбиталей называют **sp^3 - гибридизацией**. Для некоторых элементов IV группы характерна sp^3 - гибридизация: CH_4 , CCl_4 , CF_4 и др. В нормальном состоянии имеющиеся в наружном электронном слое атома углерода четыре электрона находятся в состоянии $2s^2 2p^2$. При возбуждении атома углерода во время реакции один из электронов с $2s^2$ - орбитали переходит на $2p$ - орбиталь и в результате гибридизации в возбужденном состоянии одного s - и трех p - электронных облаков образуются четыре одинаковые sp^3 - гибридные орбитали.



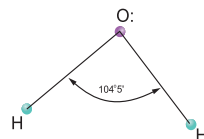
В метане все гибридные орбитали атома углерода (C), находящегося в состоянии sp^3 -гибридизации, образуют связь, и молекула приобретает форму тетраэдра (симметрическую), а угол связи составляет $109^\circ 28'$.



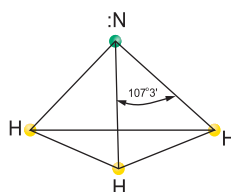
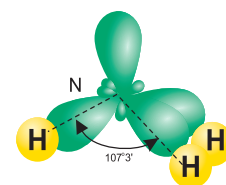
Содержащийся в молекуле воды атом кислорода не возбуждается. В результате гибридизации двух орбиталей, содержащих по одному электрону, и двух орбиталей, содержащих по два электрона, образуются четыре sp^3 -гибридные орбитали.



Гибридные орбитали, содержащие электронные пары атома кислорода в молекуле воды, отталкивают другие гибридные орбитали и в результате молекула приобретает неправильную (несимметрическую) форму тетраэдра, образуя угол связи – $104^\circ 5'$.



В атоме азота в молекуле аммиака возбуждение не происходит. В результате гибридизации трех орбиталей, содержащих по одному электрону, и одной орбитали, содержащей два электрона, создаются $3sp^3$ -гибридные орбитали.

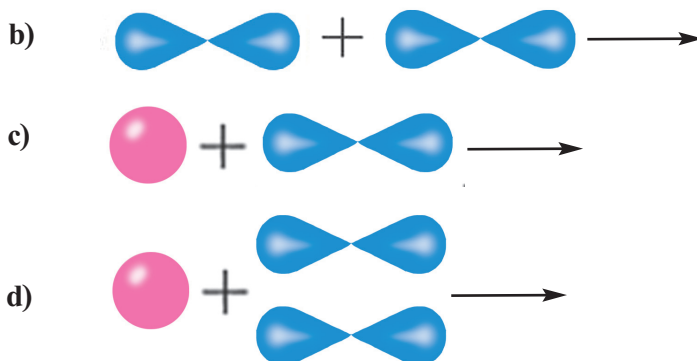


Гибридные орбитали, содержащие электронные пары атома азота в молекуле аммиака, отталкивают другие гибридные орбитали и в результате молекула приобретает неправильную (несимметрическую) форму тетраэдра, а угол связи составляет – $107^\circ 3'$.

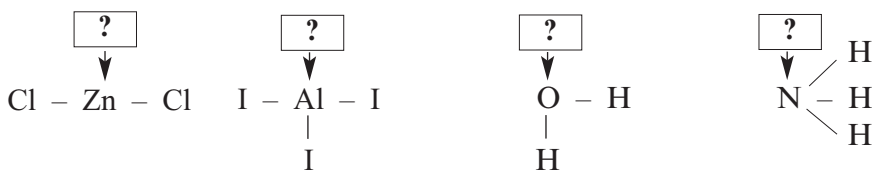


1. В каком случае в результате процесса гибридизации образуется sp^2 -гибридная орбиталь?

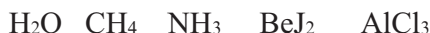




2. Определите гибридное состояние в молекулах веществ Zn, Al, O и N:



3. Расположите вещества в порядке возрастания их валентных углов.



4.



Отметьте в диаграмме Венна номера выражений, соответствующих данным веществам.

1. Молекула полярная.
2. В его молекуле центральный атом находится в состоянии sp -гибридизации.
3. В его молекуле центральный атом находится в состоянии sp^3 -гибридизации.
4. Между его атомами существует полярная ковалентная связь.

5. Определите выражения, верные для CH_4 , NH_3 и H_2O .

1. Центральный атом находится в состоянии sp^3 -гибридизации.
2. Молекулы полярные.
3. Образует полярную ковалентную связь.

6. На основе реакции соединения элементов азота и водорода начертите механизм образования состояния sp^3 -гибридизации.



Какими свойствами обладает ковалентная связь?

От каких факторов зависит прочность ковалентной связи?

Что такое энергия химической связи?



Основными характерными свойствами ковалентной связи являются ее прочность, энергия, насыщенность, направленность, полярность, длина и кратность.

Прочность ковалентной связи. Чем больше электронная плотность между ядрами атомов, тем прочнее будет связь. Прочность химической связи зависит от:

- 1) насыщенности связи;
- 2) длины связи;
- 3) полярности связи.

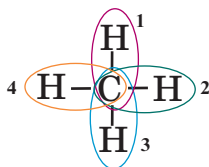
Энергия связи. Энергия связи – это количество минимальной энергии, необходимой для того, чтобы разорвать связь. Единицей энергии связи является **кДж/моль**, которая предусмотрена для 1 моль связи. Энергия связи 1 моль водорода равна 436 кДж/моль. Процесс разрыва связи можно выразить в виде термохимического уравнения:



Энергия связи для 1 молекулы равна соотношению между минимальной энергией, необходимой для разрыва связи, и постоянной Авогадро.

$$\mathcal{E}_{\text{H-H}} = \frac{436}{N_A} = \frac{436}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}$$

Для вычисления энергии, необходимой для разрыва одной связи в многоатомных молекулах, следует поделить общую энергию связи на количество связей. Энергия связи в молекуле метана(CH_4)



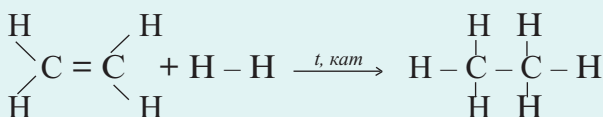
$$\Delta\text{H} = +1647 \text{ кДж/моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{связи}} = 1647 : 4 \approx 412 \text{ кДж/моль}$$

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.



Этилен (C_2H_4)

Этан (C_2H_6)

$$Q_{\text{реакция}} = (6 \cdot Q_{\text{C-H}} + Q_{\text{C-C}}) - (4 \cdot Q_{\text{C-H}} + Q_{\text{C=C}} + Q_{\text{H-H}}); \Delta H = -Q$$

В общем виде вычисляется следующим образом:

$$Q_{\text{реак.}} = \sum Q_{\text{эн.связи(продукты)}} - \sum Q_{\text{эн.связи(реагенты)}};$$

$$\Delta H_{\text{реак.}} = \sum \Delta H_{\text{эн.связи(продукты)}} - \sum \Delta H_{\text{эн.связи(реагенты)}}$$

ΔH равен тепловому эффекту реакции с противоположным значением, называется изменением энтальпии. Оно находится только посредством вычислений.

В экзотермических реакциях, протекающих с выделением теплоты:

$$Q > 0; \Delta H < 0; -\Delta H = +Q$$

В эндотермических реакциях, протекающих с поглощением теплоты:

$$Q < 0; \Delta H > 0; \Delta H = -Q$$

Насыщенность связи. Насыщенность ковалентной связи определяется валентными возможностями атомов. Возможность образования ковалентной связи определяется числом валентных электронов (или образующих ковалентную связь орбиталей). Например, в атоме углерода, имеющем в наружном электронном слое всего 4 орбитали, в возбужденном состоянии содержится 4 одиночных электрона и поэтому атом углерода способен образовать не более 4-х ковалентных связей. Валентные возможности атомов определяются числом неподеленных электронных пар, которые могут быть отданы другим атомам с незаполненными орбиталями на наружном энергетическом уровне.

Направленность связи. Это свойство ковалентной связи обуславливает пространственное строение молекул. Направленность химических связей объясняется различным расположением электронных облаков в пространстве. Во время взаимного перекрывания электронных облаков в пространстве

могут образоваться соединения, молекулы которых будут иметь линейную форму или форму угла. H_2 , N_2 , F_2 , HCl , CO , NO имеют линейное строение, а H_2O , SO_2 , NO_2 – форму угла.

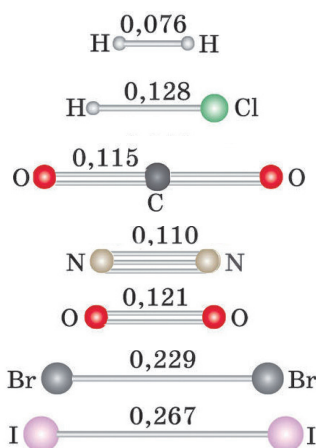
Кратность связи определяется числом электронных пар (числом ковалентных связей), соединяющих два атома. В молекуле кислорода кратность связи равна 2. На внешнем энергетическом уровне каждого атома кислорода содержатся два неспаренных одиночных электрона: $\text{O}=\text{O}$



В молекуле азота кратность связи равна 3. На внешнем энергетическом уровне каждого атома азота содержатся три неспаренных одиночных электрона. $\text{N}\equiv\text{N}$



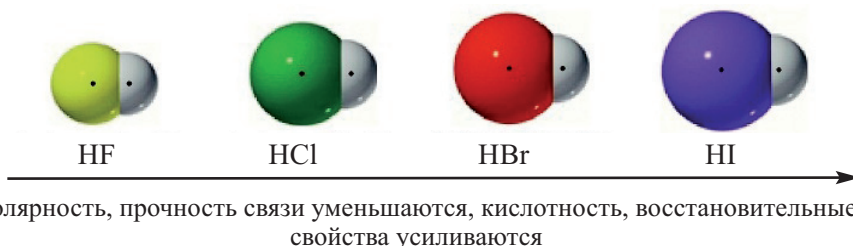
Длина связи – это расстояние между ядрами атомов, образующих связь; измеряется в нанометрах (нм). Чем короче длина химической связи, тем прочнее будет связь.



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.



1. В каких ионах и веществах наблюдается насыщенность ковалентной связи?

- 1) NH_4^+ 2) H_2O 3) NH_3 4) H_3O^+ 5) CO

2. Выберите вещества с линейным строением молекулы.

- 1) N_2 2) H_2O 3) H_2 4) NH_3 5) CO_2 6) C_2H_2

3. Расположите молекулы нижеприведенных веществ в порядке возрастания их полярности.

- 1) HF 2) HBr 3) HCl 4) HI

4. Определите X, Y, Z.

Соединения	Геометрическая форма в пространстве
AlCl_3	X
BeCl_2	Y
CH_4	Z

5. Определите X.

Вещество	$\Delta_{\text{связи}}$	$E_{\text{N-N}}$
N_2	942 кДж	X

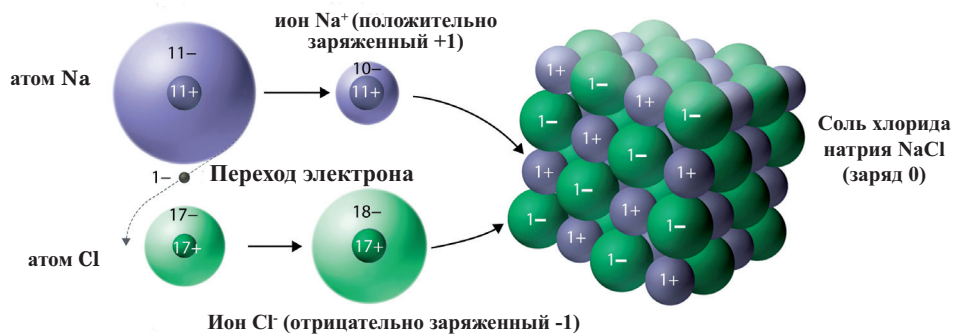


Внимательно рассмотрите рисунок. Каким образом из находящегося в газообразном состоянии хлора и металла натрия в твёрдом состоянии получается повседневно используемая нами в быту поваренная соль? Какой процесс происходит между этими двумя веществами? Как образуется новое вещество?

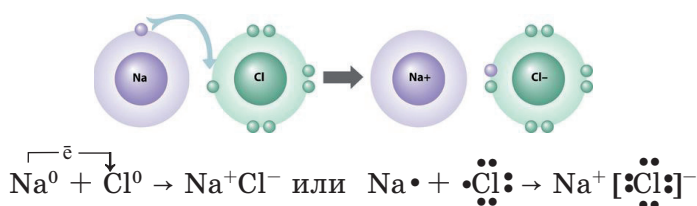


Ионы образуются в результате отдачи или присоединения электронов атомами. Атомы, отдающие свои валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы, принимающие эти электроны – в отрицательно заряженные ионы. Ионы – это заряженные частицы. Положительно заряженные ионы называются **катионами**, а отрицательно заряженные ионы – **анионами**. Катионы в основном образуются от металлов и ионов аммония. Неметаллы в одиночку не образуют катионов (кроме H^+). Из курса физики известно, что положительно и отрицательно заряженные ионы взаимно притягивают друг друга. Следовательно, между положительно и отрицательно заряженными ионами 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**. Ионная связь образуется между металлами и неметаллами, т.е. между атомами элементов с резко отличающимися электроотрицательностями. Самая сильная ионная связь возникает в солях кислородсодержащих и бескислородных кислот (например, между металлами (щелочные и щелочноземельные металлы) и галогенами), в основаниях. Следовательно, молекула хлорида натрия состоит из ионов натрия (Na^+) и хлорид-ионов (Cl^-).



Ионная связь в солях



Ионной связи присущ целый ряд характерных свойств:

1. В соединениях с ионной связью кристаллы состоят не из молекул, а из множества ионов с противоположными зарядами.
2. В обычных условиях бывают в твердом состоянии, не проводят электрический ток.
3. Расплавы и водные растворы ионных соединений проводят электрический ток.
4. Соединения с ионной связью хорошо растворяются в полярных растворителях, легко вступают в химические реакции.

В солях, образованных щелочными металлами с одинаковыми галогенами, 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 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.

В нормальных солях число полярных ковалентных связей равно произведению валентности центрального элемента на его индекс. В кислых же солях число полярных ковалентных связей равно произведению суммы валентности центрального элемента и количества Н на индекс кислотного остатка.

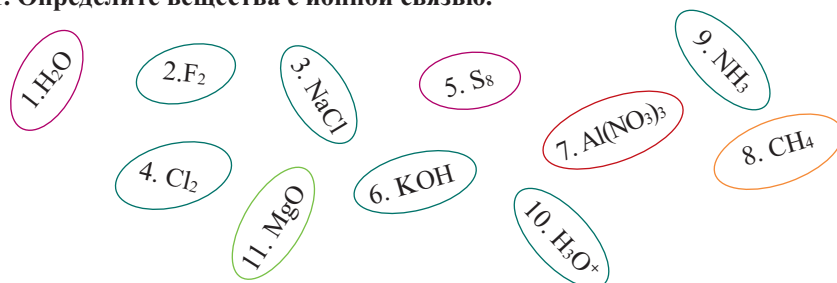
Вещества	Число ионных связей в молекуле	Число полярных ковалентных связей в молекуле
$\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\overset{\text{IV}}{\text{NO}_3})_3$	3	$3 \cdot 4 = 12$
$\overset{\text{III}}{\text{Fe}_2}(\overset{\text{VI}}{\text{SO}_4})_3$	$2 \cdot 3 = 6$	$3 \cdot 6 = 18$



Если в соединениях разница электроотрицательностей элементов больше 1,7, то это соединение с ионной связью, а если меньше 1,7, – с ковалентной связью.



1. Определите вещества с ионной связью.



2. Определите отношения между a, b, c и d.

- A) $a > c > b > d$
B) $a > b > d > c$
C) $b > c > a > d$
D) $b > d > a > c$
E) $c > a > b > d$

Вещества	Число полярных ковалентных связей в молекуле
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	a
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	b
NaH_2PO_4	c
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	d

3. Какие заряженные частицы в бинарных соединениях (двухэлементных соединениях) могут образовать как ионную, так и полярную ковалентную связь?

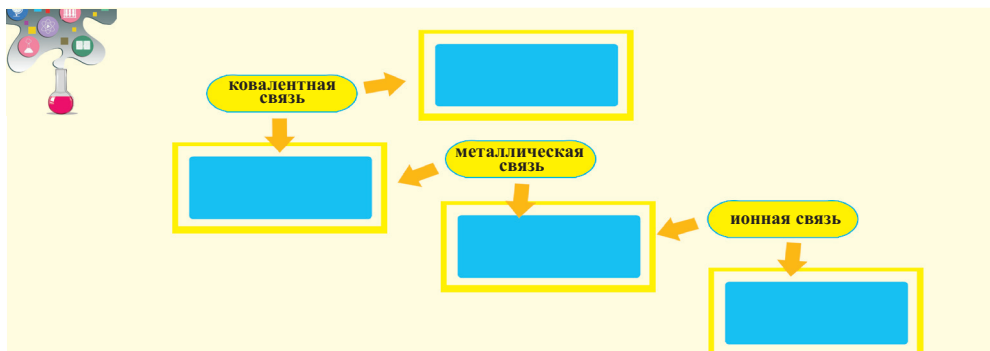
- 1) Na^+ 2) S^{2-} 3) S^{6+} 4) P^{3-} 5) Ca^{2+} 6) N^{3-}

4. Нарисуйте схему строения веществ и определите связи между их атомами.

- 1) H_3PO_4 2) NH_4Cl 3) NaF 4) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

5. Расположите нижеприведенные вещества в порядке возрастания количества ионных связей.

- 1) Na_3PO_4 2) NaCl 3) Na_2SO_4 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



Укажите сходные и отличительные стороны металлической, ионной и ковалентной связей. Какими свойствами обладают металлы в связи с металлической связью?

Металлическая связь. Химическая связь, образованная между положительно заряженными ионами металлов и относительно свободными электронами кристаллических решеток, называется **металлической связью**. Атомы металлов легко отдают свои валентные электроны и превращаются 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. Металлическая связь обладает целым рядом характерных свойств:

1. При образовании металлической связи валентные электроны относятся не к двум атомам, а ко всему кристаллу.
2. Высокая электро- и теплопроводность металлов, их плавление при высокой температуре и способность отражать свет объясняются металлической связью.
3. Металлическая связь характерна для металлов и их расплавов.

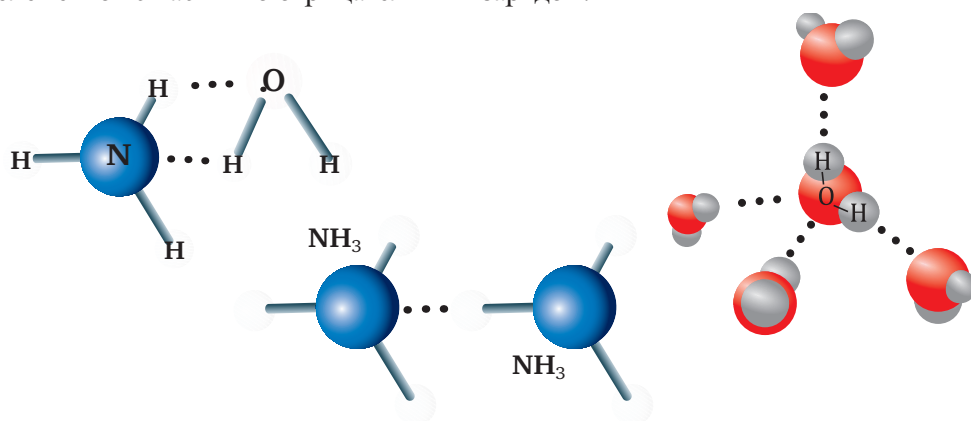
Водородная связь. Химическая связь, образованная между атомом водорода одной молекулы и атомом более сильного электроотрицательного элемента (O, N, F) другой или же аналогичной молекулы, называется **водородной связью**. Характерные свойства водородной связи:

1. Водородная связь обозначается 3-мя точками.

2. Водородная связь в 15–20 раз слабее ковалентной связи.
3. Образуется в таких веществах, как NH_3 , H_2O , HF , в том числе между органическими веществами, содержащими группы $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$ – COOH и др.
4. Водородная связь может быть как межмолекулярной, так и внутримолекулярной.

Вода, HF , спирты, водные растворы спиртов образуют межмолекулярные водородные связи. Для белков и многих органических соединений характерна внутримолекулярная водородная связь.

Радиус атома водорода очень маленький и при перемещении или отдаче своего единственного электрона другому атому он становится положительно заряженным. За счет этого водород одной молекулы взаимодействует с находящимися в составе других молекул (HF , H_2O) атомами электроотрицательных элементов с частично отрицательным зарядом.

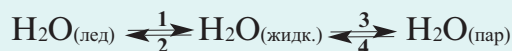


Образование водородной связи

За счет водородной связи действительная формула воды имеет следующий вид: $(\text{H}_2\text{O})_n$

При переходе того или иного вещества, образующего водородную связь, из жидкого состояния в газообразное состояние, водородная связь разрывается, а в обратном процессе – вновь восстанавливается.

Вода, находясь в твердом (лед) и жидком состояниях, образует водородную связь. При переходе же в газообразное состояние водородная связь разрывается.



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 образование более упорядоченной структуры молекул и в результате их «упаковочная» плотность уменьшается.



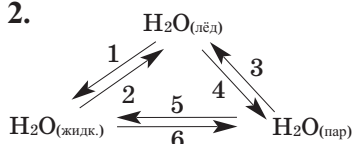
Одна из причин того, что фтористая кислота является слабой кислотой, заключается в ассоциации друг с другом молекул HF посредством водородной связи. Вот почему действительная формула фтороводородной кислоты следующая: $(\text{HF})_n$.



1. Какие вещества могут образовать водородную связь?

- 1) H_2O 2) H_2S 3) CH_3OH 4) HCl 5) HF

2.



На каких стадиях водородная связь разрывается, а на каких – сохраняется?

3. Между какими элементами и водородом может образоваться водородная связь в соединении?

- 1) Ca 2) F 3) S 4) O 5) P 6) N

4. Определите соответствие.

Водородная связь	?	1. $\text{Fe}(\text{OH})_3$	2. $(\text{H}_2\text{O})_n$
Металлическая связь	?	3. S_8	4. HNO_3
Ковалентная связь	?	5. CO_2	6. Al
Ионная связь	?	7. NH_3	8. $(\text{HF})_n$

5. Определите верные (☑) и неверные (☒) выражения.

NaOH	Имеет одну полярную ковалентную связь в молекуле	?
	Имеет одну ионную связь в молекуле	?
	Имеет 2 π-связи в молекуле	?
	В обычных условиях бывает в твердом состоянии, его водный раствор проводит электрический ток.	?

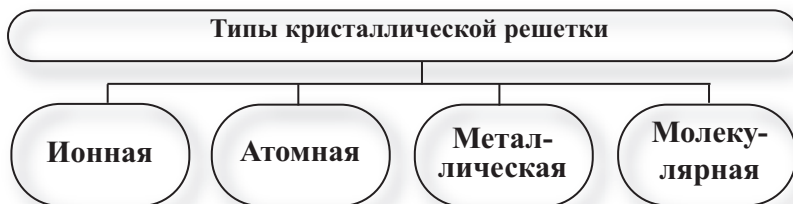


Кристаллические и аморфные вещества. При механическом раздроблении кусочка хлорида натрия или другого твердого вещества образуются кристаллы определенной формы. Такие вещества называют **кристаллическими веществами**. Однако существуют и такие твердые вещества (стекло, куски смолы), которые при раздроблении под действием удара образуют осколки неопределенной формы. Такие вещества называют **аморфными**, т.е. **бесформенными веществами**.

Частицы (атомы, ионы и т.д.) твердых веществ, располагаясь в строгом порядке, образуют различного типа кристаллические решетки. Точки, в которых размещены частицы, называются **узлами кристаллической решетки**.

В графите атомы углерода на одной плоскости расположены близко друг к другу, а на разных плоскостях – на отдаленном расстоянии друг от друга. Расположение атомов углерода, находящихся на разных плоскостях, в отдалении друг от друга приводит к расслоению графита на чешуйки. Свидетельством тому являются оставленные карандашом следы на бумаге (чешуйки графита).

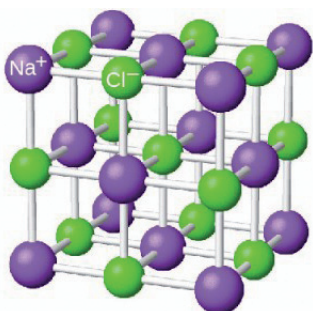
В зависимости от вида частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки, и характера связи между ними, различают четыре типа кристаллической решетки.



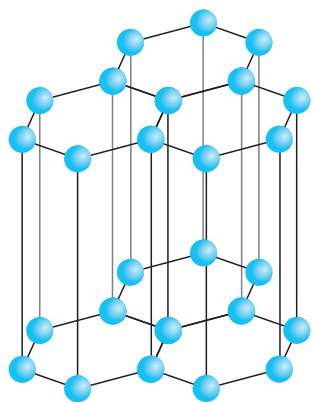
В отличие от кристаллических веществ, в аморфных веществах частицы расположены не в такой закономерности, а неупорядоченно.



Профессор Худу Мамедов (1927–1988) являлся член-корреспондентом НАНА, доктором геолого-минералогических наук, почетным членом Королевской Академии Великобритании. Его основные научные труды относятся к области кристаллохимии. Исследовал молекулярное и кристаллическое строения более 50-ти органических комплексных соединений с лигандами.



Строение кристаллической решетки поваренной соли



Строение кристаллической решетки графита

Ионная кристаллическая решетка. Кристаллические решетки, в узлах которых содержатся соединенные ионными связями положительно и отрицательно заряженные ионы, называются **ионными кристаллическими решетками**. Ионные кристаллические решетки характерны для оксидов металлов, оснований и солей: NaCl, KCl, NaBr, KBr, N_2CO_3 , Na_2SO_4 , Fe_2O_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и др.

Из-за сильного притяжения между ионами веществ с ионной кристаллической решеткой, 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 – слоистой формой.

Аллотропические видоизменения углерода	Состояния гибридизации углерода	Химический состав	Тип кристаллической решетки	Строение кристаллической решетки
Алмаз	sp^3	Одинаковый (C)	Атомный	тетраэдрическое
Графит	sp^2			слоистое
Карбин	sp			линейное

Хотя тип кристаллической решетки аллотропических видоизменений углерода и одинаковый, однако у них различное строение. Примерами веществ, образующих атомную кристаллическую решетку, являются B, C, Si, SiC (карборунд), SiO_2 , красный и черный фосфор.

Так как в атомных кристаллических решетках этих веществ ковалентные связи между атомами обладают прочностью, для них характерны большая твердость и высокая температура плавления.

Молекулярная кристаллическая решетка.

*Кристаллические решетки, в узлах которых содержатся полярные и неполярные молекулы, связанные между собой межмолекулярными силами, называются **молекулярными кристаллическими решетками**.* Молекулярные вещества образуют кристаллические решетки молекулярного типа.

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 ($C_{12}H_{22}O_{11}$) и др.

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.

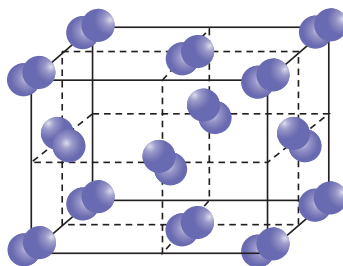
В кристаллических решетках веществ с полярной ковалентной связью (кроме SiC и SiO_2) действуют межмолекулярные и электростатические силы притяжения. Значит, только вещества, образованные посредством полярной ковалентной и неполярной ковалентной связи, создают молекулярную кристаллическую решетку. Например, H_2O , HCl , HBr , HI , CO_2 , HNO_3 , H_2SO_4 , большинство органических веществ и др.

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 расплавов, образуют металлические кристаллические решетки.

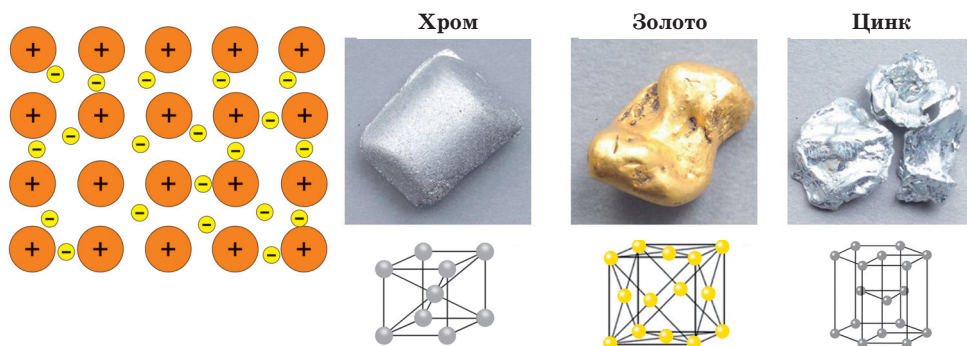
Многие свойства металлов – электрическая проводимость, теплопроводность, ковкость и др. объясняются свободным движением электронов, образующих металлическую связь.



Хотя SiC и SiO_2 обладают атомной кристаллической решеткой, связь между их атомами образована посредством полярной ковалентной связи.



Строение кристаллической решетки йода



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.

Вещества, обладающие молекулярной кристаллической решеткой, называются молекулярными (состоят из молекул), а обладающие ионной, атомной и металлической кристаллическими решетками – немолекулярными (состоят из атомов или ионов) веществами.



1. Определите тип кристаллической решетки веществ.

- | | |
|-----------------|--|
| 1. P_4 | <input style="width: 100px;" type="text" value="?"/> |
| 2. H_3PO_4 | <input style="width: 100px;" type="text" value="?"/> |
| 3. $Ca(NO_3)_2$ | <input style="width: 100px;" type="text" value="?"/> |
| 4. SiO_2 | <input style="width: 100px;" type="text" value="?"/> |

2. Какие из нижеприведенных веществ образуют немолекулярную кристаллическую решетку?

- | | | |
|-------------------|--------------------------|--------------------|
| 1) красный фосфор | 2) серная кислота | 3) поваренная соль |
| 4) бор | 5) ортофосфорная кислота | 6) нитрат кальция |

3. Какие вещества в обычных условиях являются веществами с молекулярной кристаллической решеткой?

- | | | | |
|------------|--------------------------|-----------------|--------|
| 1) сера | 2) гидроксид натрия | 3) вода | 4) иод |
| 5) глюкоза | 6) метафосфорная кислота | 7) белый фосфор | |

4. Выберите вещества, образующие в обычных условиях молекулярную кристаллическую решетку.

- 1) P_4 2) $NaCl$ 3) H_3PO_4 4) H_2O 5) I_2 6) S_8



Электронная формула	Наименьшая степень окисления	Наибольшая степень окисления	Валентность
$\dots 2s^2 2p^4$	?	?	?
$\dots 3s^2$	?	?	?
$\dots 3s^2 3p^5$	?	?	?

Что такое степень окисления? Чем отличается степень окисления от валентности и заряда иона?

Валентность. Валентность элементов относится к основным понятиям химии. **Валентность** — это свойство атомов элементов присоединять или замещать определенное число атомов других элементов. Понятие валентности было введено в науку в 1852 году Эдуардом Франклендом.

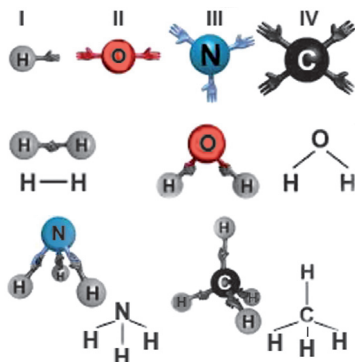
Данное определение валентности носит несколько формальный характер, так как не дает представления о природе, свойствах вещества. С развитием учения о химической связи содержание понятия «валентность» в настоящее время обычно выражается так:

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.

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 орбиталей, участвующих в образовании связей в его атоме.



Образование связи в соответствии с валентностью элемента



В образовании иона аммония (NH_4^+) участвуют 3 одиночных электрона (в $2p^3$) и одна электронная пара (в $2s^2$) атома азота. Т.е., поскольку в образовании связей участвуют 4 орбитали ($2s$ и $2p$), максимально азот бывает четырехвалентным. Точно так же при образовании иона гидроксония (H_3O^+) 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. Во всех органических соединениях в образовании связи участвуют все 4 орбитали внешнего электронного слоя атома углерода.

Степень окисления. Степень окисления – это условный заряд, который приходится на долю каждого атома в молекуле. Степень окисления может принимать отрицательные, нулевые, положительные и дробные значения. Значение степени окисления определяется числом электронов, отданных атому другого элемента или полученных от атома данного элемента.

Элементы	Степень окисления, проявляемая в соединениях
Li, Na, K, Rb, Cs	+1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn	+2
Al	+3
F	-1

Для определения степени окисления каждого элемента в соединениях используются нижеприведенные данные. В таблице даны элементы с постоянной степенью окисления в соединениях.

Степень окисления у других элементов бывает переменной.

Степень окисления водорода в его соединениях с металлами и кремнием равна -1 (например: BH_3 , SiH_4 , NaNH_2 , CaH_2 и др.), а во всех других соединениях $+1$.

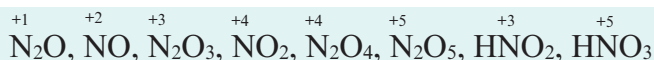
Вот почему в периодической таблице водород записан как в подгруппе *IA*, так и в подгруппе *VIIA*.

Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1 (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 .

Углерод в своих соединениях проявляет степень окисления -4 до $+4$.



Степень окисления азота в его соединениях с металлами (например, в нитридах Na_3N , AlN , Ca_3N_2 и др.), аммиаке (NH_3) равна -3 , а в кислородсодержащих соединениях – от $+1$ до $+5$.

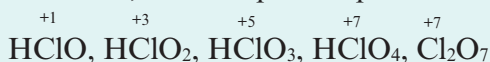


Степень окисления фосфора в его соединениях с металлами, фосфидах (Na_3P , K_3P , Ca_3P_2 , AlP и др.), фосфине (PH_3) равна -3 , а в других соединениях — $+3$ и $+5$ (P_2S_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , PCl_5 , HPO_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 и др.).

Степень окисления серы в сульфидах равна -2 (H_2S , Na_2S , FeS , P_2S_3 , P_2S_5 , CS_2 , и др.), а в других соединениях — $-1 \div +6$.



Из галогенов хлор, бром и йод только в соединениях с металлами проявляют степень окисления -1 , а в кислородсодержащих соединениях — $+1 \div +7$.



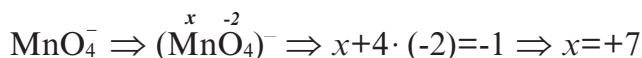
Степень окисления элементов в простых веществах всегда равна нулю.



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.



У большинства элементов самая высокая степень окисления соответствует номеру группы, в которой данный элемент размещается (кроме F, O, Fe, Cu, Ag, Au). Самая низкая степень окисления любого неметалла (кроме H и B) определяется путем вычитания числа 8 от номера группы, где он расположен.

Группа	VI	VII	V	IV
Элемент	S	Cl	N	C
Самая низкая степень окисления	$6 - 8 = -2$	$7 - 8 = -1$	$5 - 8 = -3$	$4 - 8 = -4$

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.

При определении степени окисления посредством общего баланса отданных и полученных электронов ее среднее значение иногда может быть выражено дробным числом.



При разных степенях окисления атомов одного элемента в соединении степени окисления выражаются дробными числами. Среднее значение вычисляется способом электронного баланса.

Значение степени окисления, в отличие от заряда иона, проставляется над химическим знаком элемента (вначале ставится знак заряда, а затем число).

Степень окисления	$\overset{+2}{\text{Fe}}$	$\overset{+3}{\text{Fe}}$	$\overset{-2}{\text{S}}$	$\overset{+6}{\text{S}}$
Заряд иона	Fe^{2+}	Fe^{3+}	S^{2-}	S^{6+}



1. Определите порядковые номера **X** и **Y** в ионе. (${}_8\text{O}$)

Ион	Общее число электронов в ионе
XO_4^{2-}	50
YO_4^{3-}	50

2. Определите значение **n** и **m**. (${}_{17}\text{X}$, ${}_6\text{Y}$, ${}_8\text{O}$)

Ион	Общее число электронов в ионе
XO_4^{n-}	50
YO_3^{m-}	32

3. Определите сумму **X+Y+Z**.

Вещества	Степень окисления марганца в веществах
$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	X
KMnO_4	Y
MnO_2	Z

4. Определите соответствие:

- 1) степень окисления a) Fe^{+2} b) Cu^{2+}
 2) заряд иона c) S^{+4} d) P^{3-} e) Cl^{+5}

5. Какими веществами является **X**?

Вещество	Степень окисления углерода	Валентность углерода
X	-4	IV

- 1) Al_4C_3 2) CaC_2 3) CF_4 4) CH_4

6. Определите соответствие.

- Элементы с постоянной валентностью _____ 1) F 2) Al 3) Ca
 Элементы с переменной валентностью _____ 4) Mn 5) Cu 6) Al 7) S

7. Определите соответствие.

Типы кристаллических решеток	Вещества
1) ионная 2) молекулярная 3) атомная 4) металлическая	a) H_3PO_4 , P_4 , HPO_3 b) C , SiC , SiO_2 c) KI , Na_2SO_4 , CaCl_2 d) Na , K , Al , Fe e) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, K_2O , NaCl f) P_2O_5 , S_8

8. Какими веществами является X?

Вещество	Тип химической связи в молекуле	Тип кристаллической решетки
X	полярная ковалентная	атомная

- a) SiC
- b) NaCl
- c) SiO_2
- d) KOH
- e) P_4

9. Определите соответствие.

- | | |
|--|-------------------------|
| 1) в обычных условиях – газ, может образовать молекулярную кристаллическую решетку | a) Br_2 |
| 2) в обычных условиях – твердое вещество с атомной кристаллической решеткой | b) Hg |
| 3) в обычных условиях – жидкость, может образовать металлическую кристаллическую решетку | c) O_2 |
| | d) SiO_2 |
| | e) H_2O |

ПОЯСНЕНИЕ ЗАДАНИЙ ПО РАЗДЕЛУ

Задача 1. Сколько процентов от числа валентных электронов азота ($7N - 2s^2 2p^3$) 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 одной валентной линии, формулы молекул изображаются графически.

Задача 2. Определите отношения между a , b , c .

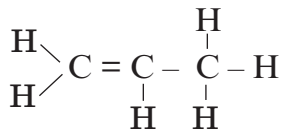
Решение: Число донорно-акцепторных связей в солях аммония равно числу ионов аммония.

Тогда: $a=2$; $b=1$; $c=3$

Ответ: $b < a < c$

Соли	Число донорно-акцепторных связей
$(NH_4)_2SO_4$	a
NH_4Cl	b
$(NH_4)_3PO_4$	c

Задача 3. Определите количество а) полярных ковалентных и б) неполярных ковалентных связей в молекуле соединения:



Решение: Полярная ковалентная связь образуется между атомами двух разных неметаллов. В таком случае, в данном соединении $N_{(\text{пол.ков.связь})} = N(\text{C}-\text{H})_{\text{связь}} = N(\text{H}) = 6$

А неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида (в представленном соединении – это линии между атомами углерода). Тогда $N_{(\text{непол.ков.связь})} = 3$

Ответ: $a=6$; $b=3$

Задача 4. Определите общее число орбиталей, участвующих в образовании химических связей в соединении $H_3C-CH_2-CH_3$.

Решение: Кроме угарного газа (CO), во всех соединениях углерода все 4 орбитали внешнего электронного слоя участвуют в образовании связи. Поскольку атом H имеет 1 орбиталь, его орбиталь тоже участвует в образовании связи. В таком случае, общее число орбиталей, участвующих в образовании связи: $N_{(\text{орб.})\text{общ.}} = N(\text{C}) \cdot 4 + N(\text{H}) = 3 \cdot 4 + 8 = 20$

Задача 5. Определите в данном соединении гибридное состояние углерода.



Решение: $\begin{array}{c} sp^2 \quad sp^2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{C} = \text{C} \end{array} \quad \begin{array}{c} sp \quad sp \\ - \text{C} \equiv \text{C} - \end{array}$

Т.е. атомы углерода, соединенные двойной связью, находятся в состоянии sp^2 -гибридизации, а атомы углерода, соединенные тройной связью – в состоянии sp -гибридизации.

Задача 6. Расположите данные соединения в порядке усиления ионной связи.

1) XC1 2) YC1 3) ZC1 ($_{11}\text{X}; _{19}\text{Z}; _3\text{Y}$)

Решение: ${}_{11}\text{X}$ 1) 2) 3); ${}_{3}\text{Y}$ 1) 2); ${}_{19}\text{Z}$ 1) 2) 3) 4)
2 8 1 2 1 2 8 8 1

Все три металла (X, Y, Z) находятся в одной группе. В таком случае, поскольку с увеличением радиуса атома металла возрастает и способность отдавать электроны, ионная связь становится более сильной.

Ответ: Y, X, Z

Задача 7. Определите соответствие.

1) S^{2-} Вид химической связи, созданной в образованном бинарном соединении.
 2) S^{+4} а) ионная б) полярная ковалентная
 3) Na^{+} в) неполярная ковалентная д) металлическая

Решение: 1) Ион S^{2-} в бинарных соединениях может образовывать как ионную, так и полярную ковалентную связь. Например:

В соединениях $\text{Na}^{+2}, \text{S}^{+2}, \text{Cu}^{+2}, \text{Al}^{+2}, \text{S}_3^{+2}$ и т.д. ионная связь (а);

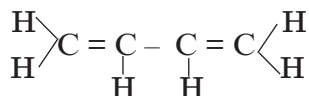
В соединениях H_2S^{2-} создает полярную ковалентную связь (б).

2) Частица с зарядом S^{+4} в бинарных соединениях создает только полярно-ковалентную связь.

Например, SO_2 ; $\text{S} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{smallmatrix}$ (b)

3) Неметаллы (Li, Na, K) в бинарных соединениях (например, Li_2O , Na_2O , K_2O , NaH , KH и др.) всегда создает ионную связь (а).

Задача 8. Сколько σ -связей в соединении

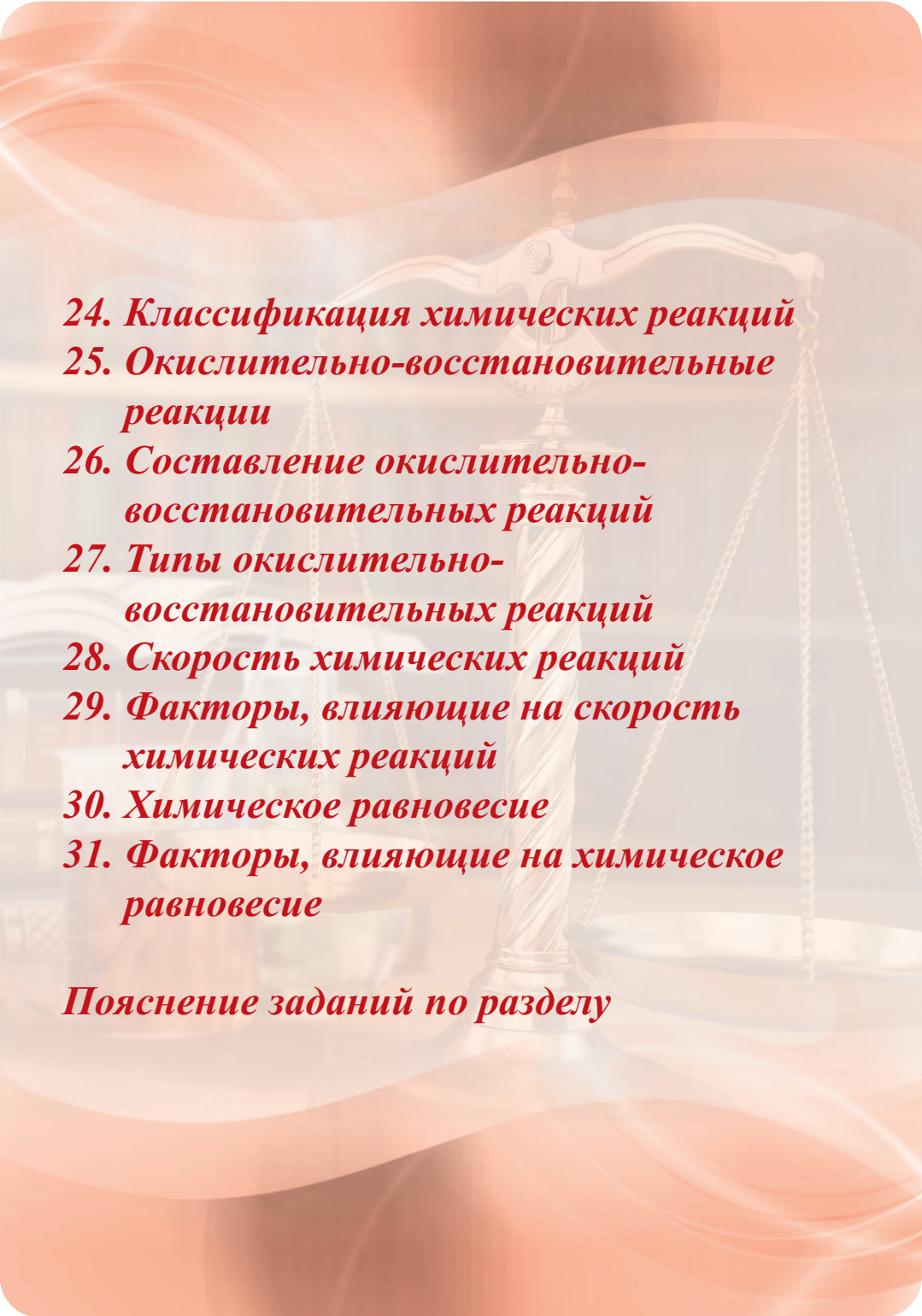


образовано в результате перекрывания sp^2 - гибридных орбиталей s- орбиталями?

Решение: См. задачу 5. Все атомы углерода с двойной связью находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. s -орбитали атомов, H участвуют в образовании связи. В таком случае, $N(sp^2-s)=N(C-H)=N(H)=6$

4 КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

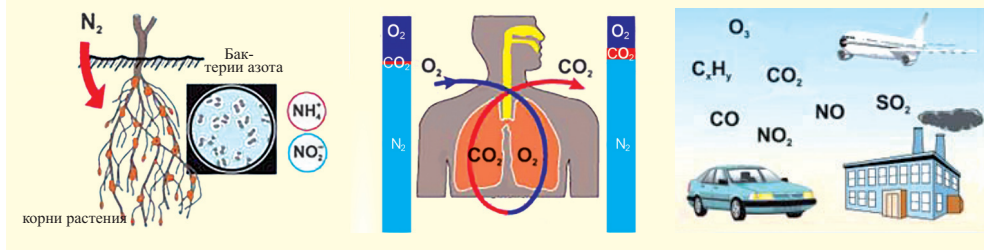


- 
24. Классификация химических реакций
25. Окислительно-восстановительные реакции
26. Составление окислительно-восстановительных реакций
27. Типы окислительно-восстановительных реакций
28. Скорость химических реакций
29. Факторы, влияющие на скорость химических реакций
30. Химическое равновесие
31. Факторы, влияющие на химическое равновесие

Пояснение заданий по разделу

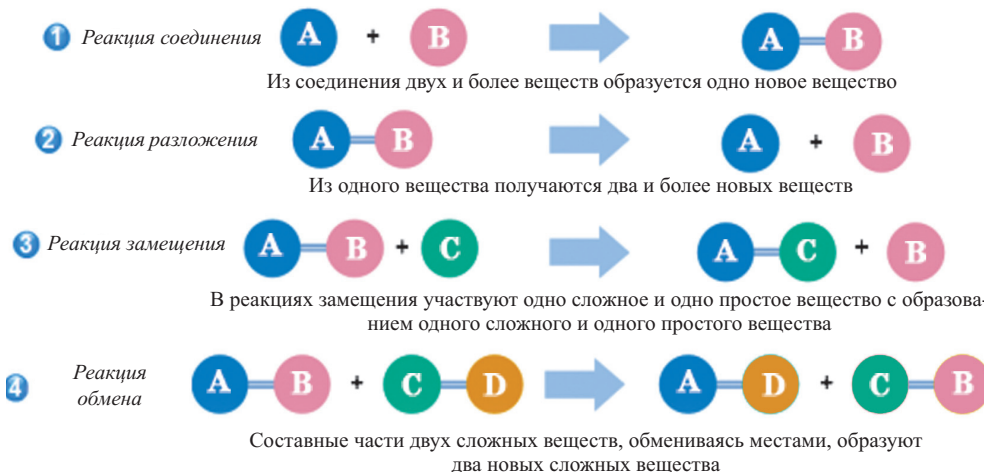


Внимательно рассмотрите представленные картинки и поясните свои соображения. Что такое химическая реакция? Приведите примеры химических реакций, происходящих в жизни. По каким признакам классифицируются химические реакции?



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.

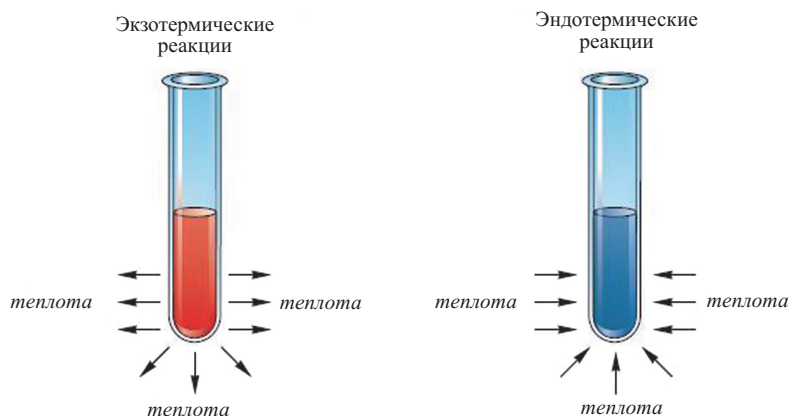
I. По составу и количеству вступающих в реакцию и полученных в результате реакции веществ существует 4 основных типа реакций.



Реакции, протекающие между кислотой и основанием с образованием нормальной соли и воды, называются **реакциями нейтрализации**. Реакции нейтрализации – это особый вид реакций обмена.



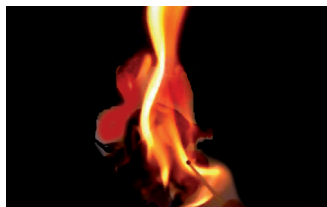
II. По тепловому эффекту химические реакции подразделяются на **экзотермические и эндотермические реакции**. Как вам известно из курса VII класса, химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называются **экзотермическими**, а протекающие с поглощением теплоты – **эндотермическими реакциями**.



III. По направлению протекания химические реакции подразделяются на **необратимые и обратимые реакции**.

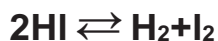
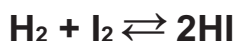
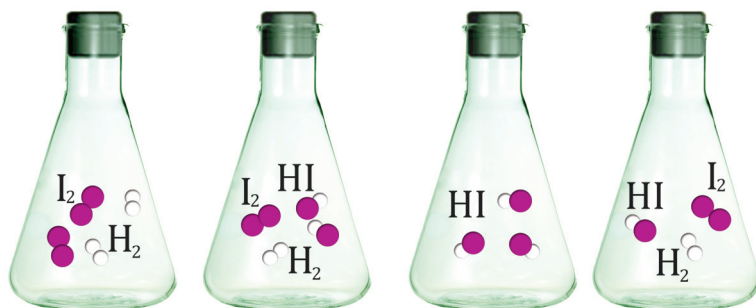
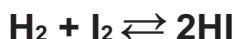
Реакции, протекающие до конца, до полного израсходования одного из вступающих в реакцию веществ, называются **необратимыми** реакциями. В повседневной жизни мы часто встречаем необратимые процессы: сгорание бумаги, извержение вулкана, гниение фруктов, прокисание молока, скисание кефира, ржавление железа и др. Одним из веществ, полученных в результате необратимой реакции, протекающей в растворе, обязательно будет газ, осадок или вода.

Необратимые реакции всегда протекают в одном направлении.



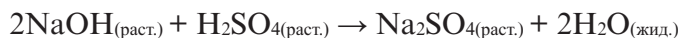
Последствия необратимых процессов

Реакции, протекающие в двух противоположных направлениях, называются **обратимыми реакциями**. В таких реакциях вместо одной стрелки ставятся две встречные стрелки ($\rightleftharpoons$).

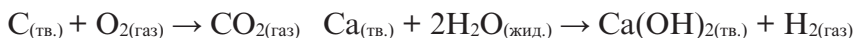


IV. По агрегатному состоянию вступающих в реакцию и полученных в результате реакции веществ реакции делятся на **гомогенные** и **гетерогенные реакции**.

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**.



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

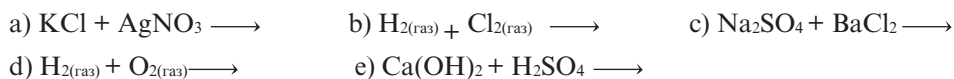


1. Определите соответствие. Реакции:

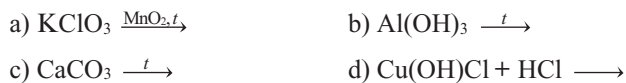
- | | | |
|---------------|--|---|
| 1. Соединения | a) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \longrightarrow$ | b) $\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t}$ |
| 2. Разложения | c) $\text{CaO} + \text{SO}_3 \xrightarrow{t}$ | d) $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow$ |
| 3. Замещения | e) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t}$ | |

2. Определите соответствие.

- Обратимые реакции _____
- Необратимые реакции _____



3. Завершите реакции.



4. Определите соответствие.

- 1) Обратимая экзотермическая реакция соединения
 - 2) Необратимая реакция обмена
 - 3) Обратимая эндотермическая реакция соединения
- a) $2\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \rightarrow$ b) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
 c) $\text{NO}_{(\text{газ})} \xrightarrow{t}$ d) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 e) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t, \text{кат}}$ f) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$

5. При разложении продуктов каких реакций получатся исходные вещества?



6. Выберите реакции соединения.





Налейте в пробирку 2-3 мл водного раствора сульфида водорода и добавьте к нему несколько капель раствора йода (спиртовой раствор йода). Что вы наблюдаете? Запишите уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель.

Как меняются окислительные и восстановительные свойства элементов по периодам и группам в таблице периодической системы ?

Реакции, протекающие с изменением степени окисления, называются **окислительно-восстановительными реакциями**.

Процесс отдачи электрона называют **процессом окисления**. Частица, отдающая электрон, становится восстановителем.

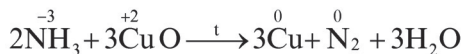
В процессе окисления степень окисления у элемента возрастает. Процесс присоединения электрона называют **процессом восстановления**. Атомы или ионы, присоединяющие к себе электрон, являются **окислителями**, а отдающие электрон – **восстановителями**.



Отдавать или принимать электроны могут не только атомы, но также нейтральные молекулы и ионы.

Процесс окисления	$\overset{0}{\text{Cl}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{HClO}}$	$\overset{+4}{\text{SO}_2} \rightarrow \overset{+6}{\text{SO}_3}$
	$\overset{0}{\text{Cl}_2} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{2\text{Cl}}$	$\overset{+4}{\text{S}} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}$
Процесс восстановления	$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{+4}{\text{SO}_2}$	$\overset{+5}{\text{HClO}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{HClO}}$
	$\overset{+6}{\text{S}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$	$\overset{+5}{\text{Cl}} + 4\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{\text{Cl}}$

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 тоже, соответственно, называются **окислителями** или **восстановителями**.



восстановитель окислитель

Процессы окисления и восстановления происходят одновременно.

В процессах окисления – восстановления число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

В окислительно-восстановительных реакциях для нахождения количества электронов, принятых и отданных элементом, используется числовая ось.



Элементы могут проявлять различные степени окисления. При обладании элементом минимальной степени окисления он может быть только восстановителем, а при максимальной степени окисления – только окислителем. В промежуточных же значениях степени окисления он может быть как окислителем, так и восстановителем.

Элемент	Степень окисления		Только восстановитель	И окислитель, и восстановитель	Только окислитель
	минимум	максимум			
F	-1	0	F^{-}	—	F^0
Cl	-1	+7	Cl^{-}	$Cl^0, Cl^{+1}, Cl^{+3}, Cl^{+4}, Cl^{+5}$	Cl^{+7}
S	-2	+6	S^{-2}	$S^{-}, S^0, S^{+2}, S^{+4}$	S^{+6}
N	-3	+5	N^{-3}	$N^0, N^{+1}, N^{+2}, N^{+3}, N^{+4}$	N^{+5}
C	-4	+4	C^{-4}	$C^{-3}, C^{-2}, C^{-1}, C^0, C^{+2}, C^{+3}$	C^{+4}
Fe	0	+3	Fe^0	Fe^{+2}	Fe^{+3}
Mn	0	+7	Mn^0	$Mn^{+2}, Mn^{+4}, Mn^{+6}$	Mn^{+7}

В ряду активности металлов (Li ÷ 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 соответствии с рядом активности металлов, окислительные свойства ионов металлов усиливаются.

Li⁺, K⁺, Ca²⁺, Na⁺, Mg²⁺, Al³⁺, Mn²⁺, Zn²⁺, Cr²⁺, Fe²⁺, Co²⁺, Ni²⁺, Sn²⁺, Pb²⁺,
H⁺, Cu²⁺, Hg²⁺, Ag⁺, Pt⁴⁺, Au³⁺

Окислительные свойства усиливаются →

В отрицательно заряженных ионах изменение восстановительных свойств происходит следующим образом.

S²⁻, I⁻, Br⁻, Cl⁻, OH⁻, SO₄²⁻

Восстановительные свойства ослабевают →



1. В каком ряду правильно дается ряд ослабления окислительных свойств катионов?

1) Ag⁺, Fe²⁺, Zn²⁺

2) Mn²⁺, Al³⁺, Hg²⁺

3) Au³⁺, Cu²⁺, Mg²⁺

4) Zn²⁺, Fe²⁺, Ag⁺

2. Какие выражения, согласно уравнению реакции $X^0 + Y^{2+} \longrightarrow X^{2+} + Y^0$, верные?

a) ион Y²⁺ восстанавливает X⁰.

b) X⁰ окисляет ион Y²⁺.

c) ион Y²⁺ окисляет X⁰.

d) X⁰ восстанавливает ион Y²⁺.

3. Какой элемент не может быть восстановителем?

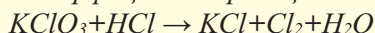
Электронная формула	Атомы элемента				
	X	Y	Z	L	M
	...2s ² 2p ⁰	...2s ¹	...3s ² 3p ³	...3s ² 3p ⁴	...2s ² 2p ⁵

4. Какой элемент более сильный окислитель?

V A	VI A	VII A	VIII A
?	X	Y	Z
L	M	?	?



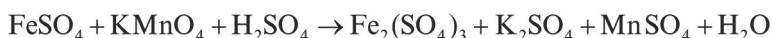
Проставьте коэффициенты реакции и заполните таблицу.



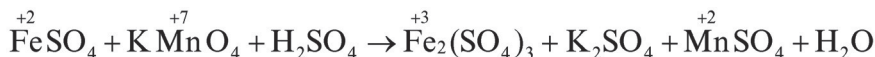
Окислитель и его коэффициент	Восстановитель и его коэффициент	Сумма коэффициентов окислителя и восстановителя
?	?	?

Число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединенных окислителем. Учитывая это, проставление коэффициентов уравнений окислительно-восстановительных реакций производится по методу электронного баланса. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса происходит по следующим стадиям:

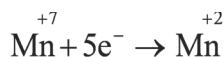
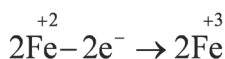
1. Записывается схема уравнения реакции.



2. Над элементами с меняющимися степенями окисления проставляются их степени окисления:

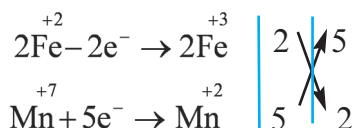


3. Записываются уравнения процессов окисления и восстановления, на основе элементов с меняющимися степенями окисления составляется электронный баланс.



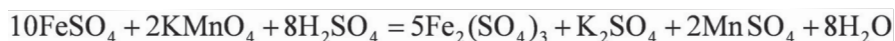
Если в правой и левой частях уравнения имеется разное число элементов с меняющимися степенями окисления или в обеих частях есть индекс, то это обязательно должно быть учтено в электронном балансе.

4. Число отданных и принятых электронов в электронном уравнении записывается в крестообразной форме напротив процессов, после этого производят сокращения.



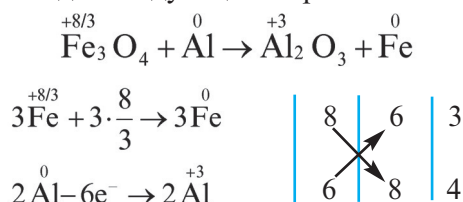
5. Найденные коэффициенты в электронном балансе, в первую очередь, записываются перед многоатомным простым веществом (если многоатомное простое вещество вступает в реакцию или является продуктом реакции, то его следует записать в электронном балансе как есть).

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.

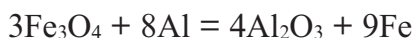


восстановитель окислитель

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.

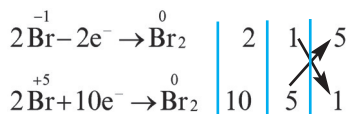
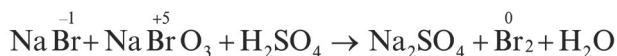


окислитель восстановитель

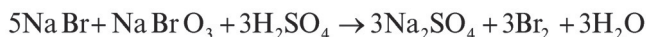
7. Приведем пример перехода одного и того же элемента из определенной степени окисления в две разные степени окисления. В этом случае также найденный коэффициент, в первую очередь, записывается перед конечным продуктом реакции.



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.

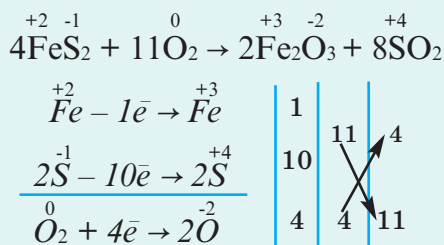


Проставив коэффициент 5 перед NaBr, а коэффициент 1 перед NaBrO₃, определяем коэффициенты других веществ.



восстановитель окислитель

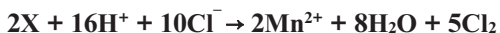
9. Если в окислительно - восстановительных реакциях степени окисления меняют более двух элементов, то это считается особым случаем окислительно-восстановительных реакций. В особых случаях окислительно-восстановительных реакций бывает два окислителя, один восстановитель или же два восстановителя и один окислитель. При составлении электронного баланса таких реакций учитывается число атомов элементов с меняющейся степенью окисления лишь в составе исходного вещества и многоатомное простое вещество отмечается в таком виде, как есть. Сумма полученных и отданных электронов определяется в отдельности. Найденные в электронном балансе коэффициенты, в первую очередь, записываются перед исходными и многоатомными простыми веществами.



1. 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 солей.

2. Определите X в уравнении реакции



a) MnO_4^- b) Mn_2O_3 c) MnO_2 d) MnO e) MnO_4^{2-}

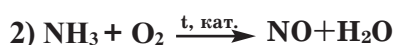
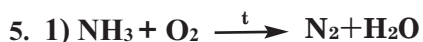


Какие выражения верны?

- | | |
|-------------------------------|---------------------------------------|
| 1) S^{-2} окисляется | 2) Cu^{2+} восстанавливается |
| 3) N^{+5} окислитель | 4) HNO_3 восстановитель |
| 5) CuS окислитель | |

4. В каких реакциях неметалл восстанавливается?

- 1) $y \text{ Si} + x \text{ Me} \rightarrow \text{Me}_x \text{Si}_y$
- 2) $y \text{ P} + x \text{ Me} \rightarrow \text{Me}_x \text{P}_y$
- 3) $\text{CO}_2 + 2\text{Me} \rightarrow 2\text{MeO} + \text{C}$



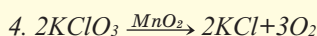
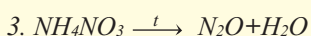
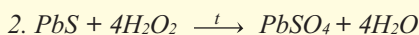
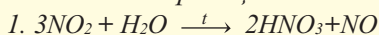
Отметьте в диаграмме Венна сходные и отличительные черты реакций.



Определите соотношение коэффициентов восстановителя и окислителя.



Определите, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся данные реакции.

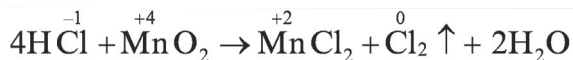


Окислительно-восстановительные реакции подразделяются на четыре типа:



Межатомные или межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

Если окислитель и восстановитель, будучи атомами различных элементов, входят в состав отдельных веществ, вступающих в реакцию, то такие реакции называют межатомными или межмолекулярными окислительно-восстановительными реакциями.



Если один и тот же элемент, находящийся как в составе окислителя, так и в составе восстановителя, изменяет свои степени окисления, то такие реакции тоже относятся к межмолекулярным окислительно-восстановительным реакциям.



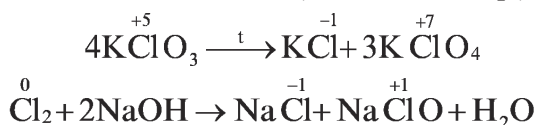
Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции. В ряде случаев окислительно-восстановительный процесс протекает внутри одной молекулы, т.е. одна из составных частей молекулы выступает в качестве окислителя, а другая – в качестве восстановителя.

Если окислитель и восстановитель, будучи разными элементами, входят в состав одного вещества, вступающего в реакцию, то такие реакции называют **внутримолекулярными окислительно-восстановительными реакциями**.

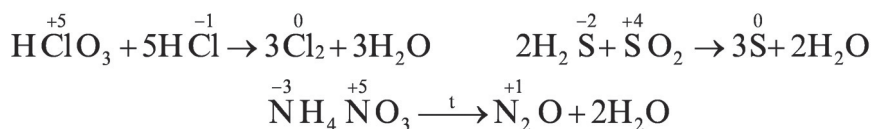
Соединения, подверженные внутримолекулярному окислительно-восстановительному процессу, обычно отмечаются малой устойчивостью. Такие молекулы при условиях относительно высокой температуры подвергаются внутреннему окислительно-восстановительному процессу и распадаются.



Реакции диспропорционирования или самоокисления-самовосстановления. В некоторых многоатомных 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 в две разные степени окисления. Такие реакции называют **реакциями диспропорционирования или самоокисления-самовосстановления**. К данному типу окислительно-восстановительных реакций относятся реакции между Cl_2 , Br_2 , NO_2 с водой и щелочами (NOH , KOH и др.).



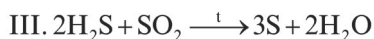
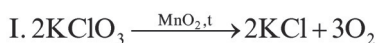
Реакции конмутации или антипропорционирования. В данных типах окислительно-восстановительных реакций атомы одних и тех же элементов, обладающие различными степенями окисления, превращаются в атомы с одинаковыми степенями окисления.



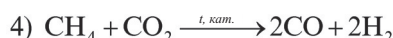
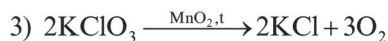
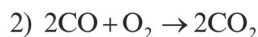
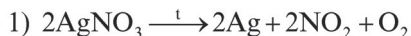
1. Определите соответствие.

- | | |
|--------------------------|--|
| 1) межмолекулярная | a) $2\text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$ |
| 2) внутримолекулярная | b) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Hg} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ |
| 3) диспропорционирования | c) $5\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ |
| 4) конмутации | d) $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{t} 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ |
| | e) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2\text{SO}_3$ |
| | f) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t, \text{кат.}} \text{CO} + 3\text{H}_2$ |

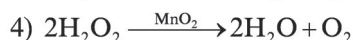
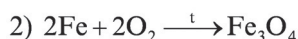
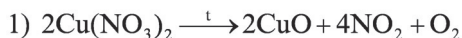
2. Определите типы окислительно-восстановительных реакций.



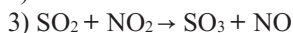
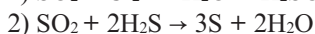
3. Выберите межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.



4. Какие реакции являются внутримолекулярными окислительно-восстановительными реакциями?



5. Определите тип окислительно-восстановительных реакций и каким является SO_2 – окислителем или восстановителем.



6. Укажите процесс восстановления.

Схема протекающих процессов
I. $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S}$
II. $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}$
III. $\text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3$



Горячая



Холодная

Возьмите 4 химических стакана. В два из стаканов налейте холодную воду, а в другие два – горячую воду. Потом в один из стаканов с горячей водой добавьте кусок сахара, а в другой – порошок мела. То же самое добавьте и в стаканы с холодной водой. Однако эти вещества должны быть добавлены в стаканы одновременно. Включите секундомер. Что вы наблюдаете? Как выражается формула скорости движения тел? Чем она отличается от формулы скорости химических реакций?

Из курса физики вам известен термин «скорость». Скорость – это величина, характеризующая состояние движения тела. Как и механическое движение тела, химические реакции тоже протекают с различной скоростью.

Скорость гомогенных реакций. Изменение молярной концентрации (или количества молей) одного из вступивших в реакцию или полученных веществ в единицу времени называют **скоростью гомогенных реакций**. Чтобы знать скорость гомогенных реакций, надо вспомнить понятие молярной концентрации.



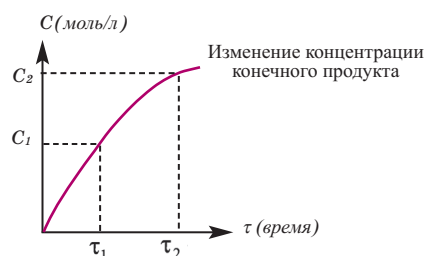
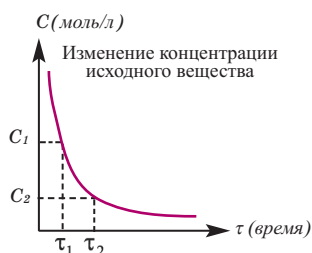
Отношение количества растворенного вещества к объему (в литрах) раствора называется молярной концентрацией.

Формула скорости гомогенных реакций дана в таблице.

Формула скорости гомогенных реакций	
$v_{\text{гомоген}} = \pm \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$	
По изменению концентрации исходных веществ	По изменению концентрации конечного продукта
$v_{\text{гомоген}} = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = - \frac{C_2 - C_1}{\Delta \tau}$	$v_{\text{гомоген}} = + \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = + \frac{C_2 - C_1}{\Delta \tau}$

Здесь ΔC – изменение концентрации исходного вещества и конечного продукта реакции, $\Delta \tau$ – время, затраченное на реакцию. Единица скорости гомогенной реакции выражается в виде $\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек.}}$.

Графическое выражение изменения по времени молярной концентрации исходных веществ и конечных продуктов реакции называется **кинетической кривой**.



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

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

Поскольку 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.

Изменение количества моль одного из вступивших в реакцию или полученных в результате реакции веществ за единицу времени в единице объема системы называют **скоростью гомогенной реакции**.

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

$\Delta \nu$ — выражает изменение количества моль исходного вещества и конечного продукта реакции, V — обозначает объем сосуда, в котором протекает реакция.

Скорость гетерогенных реакций. Изменение количества моль одного из вступающих в реакцию веществ или конечных продуктов за единицу времени на единице поверхности называется **скоростью гетерогенных реакций**. Формула скорости гетерогенных реакций выражается в виде:

$$\bar{v}_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau}$$

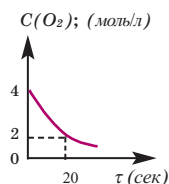
$\Delta \nu = \nu_2 - \nu_1$ — изменение количества вещества. S — площадь поверхности соприкосновения твердого вещества, $\Delta \tau$ — время, затраченное на реакцию. С измельчением твердого вещества площадь поверхности соприкосновения увеличивается, и поэтому скорость реакции растет. Единица скорости гетерогенной реакции выражается таким образом: $\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{сек.}}$ или $\frac{\text{моль}}{\text{см}^2 \cdot \text{сек.}}$.

Реакции ржавления железа, свертывания молока, брожения глюкозы и т.д. — это реакции, протекающие с медленной скоростью.



1. 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.

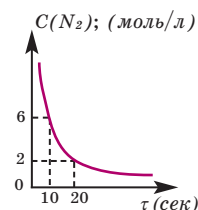
2. На основе графика вычислите по CO_2 скорость реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2$ по CO_2 в моль/л. сек.



3. Определите соответствие.

- | | |
|--|---|
| 1) $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л} \cdot \text{СЕК}}$ | a) $2\text{H}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{t} 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})}$ |
| 2) $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^2 \cdot \text{СЕК}}$ | b) $\text{C}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{t} \text{CO}_{2(\text{газ})}$ |
| | c) $\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{t, \text{кат.}} 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$ |
| | d) $\text{S}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{t} \text{SO}_{2(\text{газ})}$ |
| | e) $2\text{Ca}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{t} \text{CaO}_{(\text{тв.})}$ |

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



5. Выберите реакции, протекающие с медленной скоростью.

- 1) ржавление железа
- 2) горение водорода
- 3) $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
- 5) свертывание молока

6. 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 .



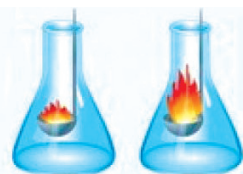
Размешав в керамической посуде мелко измельченный йод с небольшим количеством алюминиевого порошка, добавьте к смеси 2-3 капли дистиллированной воды. Что вы наблюдаете? Определите, в чем заключается роль воды, и запишите уравнение реакции.

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.

Влияние природы веществ. Чем активнее вещества, вступающие в реакцию, тем быстрее будет протекать реакция. Так, например, чем активнее металл, тем с большей скоростью протекает реакция. Скорость реакций щелочных металлов с соляной кислотой или с водой повышается с увеличением их порядкового номера и активности.

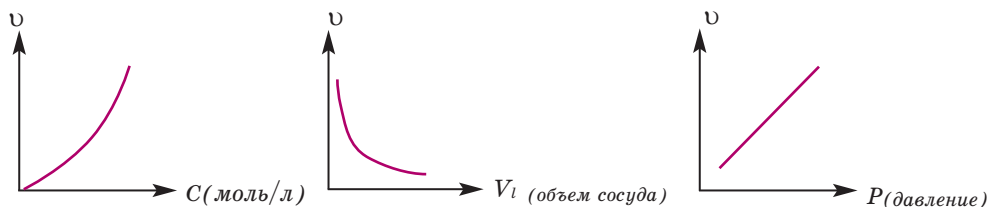
Влияние концентрации. Влияние концентрации на скорость реакции в основном имеет отношение к реакциям, протекающим в газообразной среде и в растворе. Скорость гомогенных реакций прямо пропорциональна произведению концентраций исходных веществ.

Эта зависимость для гомогенных реакций была установлена в 1867-ом году норвежскими учеными К.Гульдбергом и П.Вааге и названа «законом действующих масс».



сгорание
в воздухе
(21% O₂)

сгорание
в кислороде
(100% O₂)



Если реагенты имеют коэффициенты, то концентрации веществ увеличиваются в соответствии с их коэффициентами.



Здесь C_A и C_B молярная концентрация исходных веществ, k – постоянная (константа) скорости реакции.



Значение константы скорости реакции может меняться в зависимости от природы веществ и температуры. k – не зависит от других факторов (от концентрации, давления и т.д.).

Уравнение скорости, показывающее зависимость скорости реакции от концентрации реагентов, называется **кинетическим уравнением скорости реакции**.

Следует отметить, что скорость реакции также зависит от того, по какому веществу она вычисляется. Подобное состояние наблюдается в том случае, когда стехиометрические коэффициенты веществ в уравнении реакции отличаются друг от друга. Например, в реакции, выраженной уравнением $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, скорость, вычисленная по водороду, в 3 раза выше скорости, вычисленной по азоту, и в 1,5 раза выше скорости, вычисленной по аммиаку. Т.е.

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

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

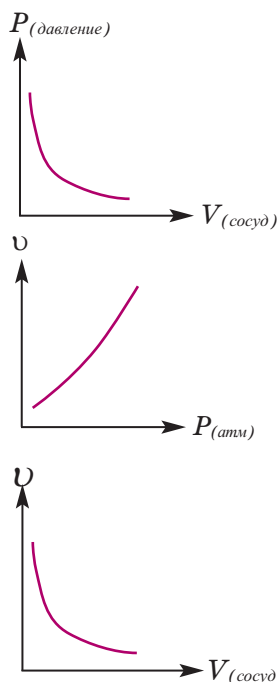
Влияние давления вступающих в реакцию газов. С повышением давления вступающих в реакцию газов увеличивается и скорость гомогенной реакции. В таком случае, в кинетическом уравнении реакции вместо концентрации можно записать парциальное давление газа.



$$v = k \cdot P_{NO}^2 \cdot P_{O_2}$$

Влияние объема сосуда, в котором протекает реакция, на скорость реакции. Скорость реакции находится в обратно-пропорциональной зависимости от объема сосуда, в котором протекает реакция. Потому что с увеличением объема сосуда вероятность столкновения газов уменьшается и в результате скорость реакции замедляется.

Влияние температуры. Повышение температуры также увеличивает скорость реакций. В 1884-ом году голландский ученый Я.Х. Вант-Гофф установил зависимость скорости реакции от температуры, и эта зависимость была названа в его честь **правилом Вант-Гоффа**. Данное правило выража-

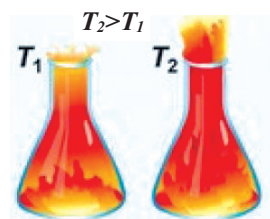


ется так: с увеличением температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в $2\div 4$ раза. Математическое выражение этой зависимости следующее:

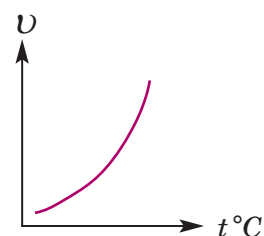
$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}$$

Здесь v_{t_1} – t_1 – скорость при температуре и времени t_1 , v_{t_2} – t_2 – скорость при температуре и времени t_2 . γ (гамма) – выражает температурный коэффициент скорости реакции, берется в значениях величин $2\div 4$.

С повышением температуры увеличивается число и скорость движения молекул, активизированных за счет увеличения запасов внутренней энергии вещества. В результате увеличивается число эффективных столкновений молекул.

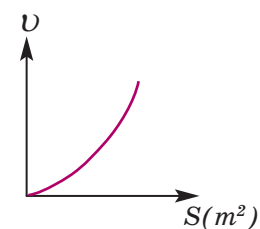


С повышением температуры увеличивается скорость реакции



Влияние энергии активации. Количество энергии, затрачиваемой на активацию одного моля вещества, называют **энергией активации**, которая измеряется в кДж/моль. При меньшей энергии активации реакция протекает быстрее, а при большей – медленнее.

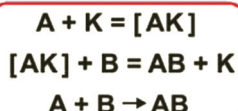
Влияние площади поверхности твердого вещества. Скорость же гетерогенных реакций находится в прямо пропорциональной зависимости от площади поверхности твердого вещества (степени измельчения твердого вещества). Чем больше будет увеличена площадь поверхности при измельчении твердого вещества, тем больше увеличится площадь его столкновения – соприкосновения с газообразным или жидким веществом. Вследствие этого, увеличивается и скорость реакции. Например, в ходе реакций Al и Zn с соляной кислотой при превращении их в порошок скорость реакций увеличивается.



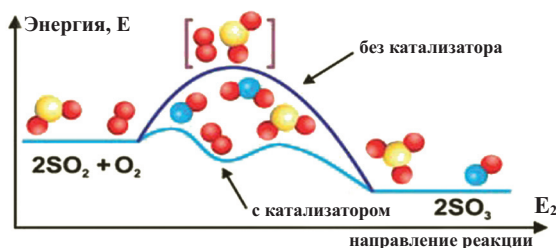
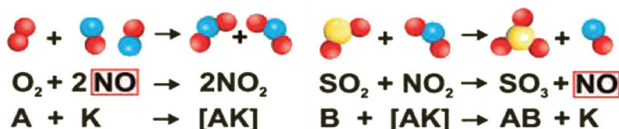
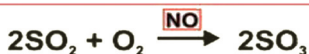
Влияние катализатора. Вещества, меняющие скорость реакции, оставаясь при этом химически неизменными в конце процесса, называют **катализаторами**; реакции, протекающие при участии катализатора, – **каталитическими реакциями**, а само явление – **катализом**. Участие катализаторов способствует протеканию реакции при более низких температурах.

Если вступающие в реакцию вещества и катализатор находятся в одном и том же агрегатном состоянии, это называется **гомогенным катализом**, а если в разных агрегатных состояниях – **гетерогенным катализом**.

Каталитические реакции	
Гомогенный катализ	Гетерогенный катализ
$2\text{SO}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{\text{NO}_{(\text{газ})}} 2\text{SO}_3$	$2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж.})} \xrightarrow{\text{MnO}_{2(\text{мел.})}} 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$
$2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{ж.})} \xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{раств.})} 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})} + \text{O}_{2(\text{газ})}$	$2\text{SO}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5(\text{мел.})} 2\text{SO}_{3(\text{газ})}$



А, В – исходные вещества
 К – катализатор
 [АК] – активированный комплекс, промежуточный продукт
 АВ – конечный продукт реакции



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% -ый раствор), CH ₃ OH, H ₂ O ₂	NO

Катализаторы меняют значение константы скорости реакции (k) и уменьшают энергию активации (не воздействуют на тепловой эффект реакции). Существуют такие реакции, в которых полученный продукт играет роль катализатора и повышает скорость реакции. Такие реакции называются **автокаталитическими реакциями**.

Существует ряд веществ, участие которых в реакциях замедляет их скорость. Такие вещества называют **отрицательным катализатором** или **ингибитором**. Вещества, повышающие активность катализаторов, называются **промоторами**, а вещества, понижающие активность твердых катализаторов, **каталитическими ядами**. Например, добавленные к катализатору платине железо и алюминий – промоторы.

Ингибиторы

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

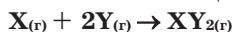




1. Определите соответствие.

1. $v = k \cdot C_{X_2}^2 \cdot C_{Y_2}$ 2. $v = k \cdot C_{X_2} \cdot C_{Y_2}^2$ 3. $v = k \cdot C_{X_2} \cdot C_{Y_2}^3$
- a) $2X_2 + Y_2 \rightarrow 2X_2Y$ b) $X_2 + 2Y_2 \rightarrow 2XY_2$ c) $X_2 + 3Y_2 \rightarrow 2XY_3$
- d) $X_2 + Y_2 \rightarrow 2XY$ e) $2X_2 + 3Y_2 \rightarrow 2X_2Y_3$

2. На основе таблицы вычислите константу скорости реакции (k):



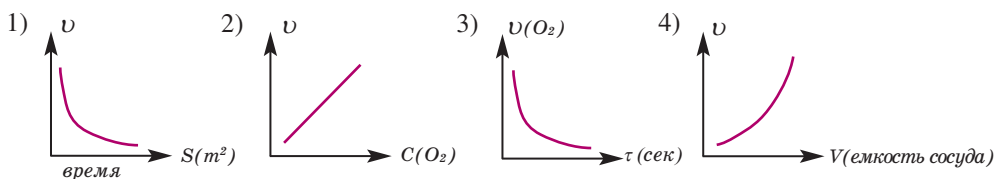
C_x (моль/л)	C_y (моль/л)	v (моль/л · сек)	Константа скорости реакции
0,3	1	0,9	k

3. 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

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



5. Выберите реакции, протекающие без катализатора.

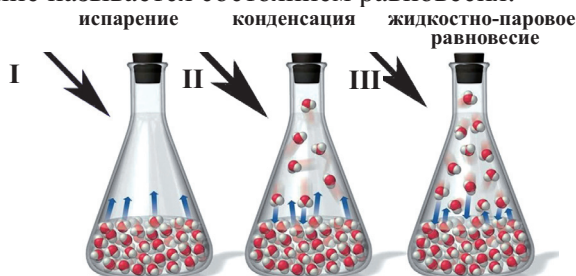
- 1) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
2) $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
3) $2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$
4) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$



Обратите внимание на рисунки. В каком из двух этих случаев кипящая вода, конденсируясь, возвращается обратно, а в каком – не возвращается? Как вы объясните причину этого? Что вы понимаете под выражениями «обратимый и необратимый процесс»?



При нагревании закупоренной колбы Эйленмейера с водой, вначале в колбе начинают стремительно появляться водяные пары (I), после накопления определенного количества пара скорость испарения ($v_{\text{прям.}}$) замедляется и, наоборот, скорость превращения пара обратно в жидкость ($v_{\text{обр.}}$) усиливается (II), спустя определенное время, в колбе наступает такой момент, когда скорость испарения бывает равна скорости конденсации (III) ($v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$). Такое состояние называется состоянием равновесия.



Образование жидкостно-парового равновесия

Если в результате химических реакций получаются газ, осадок и вода, то такие реакции являются необратимыми реакциями. Необратимых реакций не так много. В реакциях, протекающих до конца, концентрация исходных веществ уменьшается до нуля (1-ый график). Большинство реакций – обратимые.

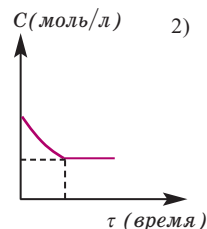
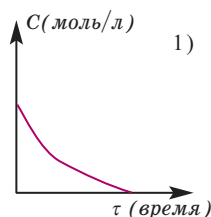
В обратимых реакциях концентрация исходных веществ не уменьшается до нуля (2-ой график).

Состояние, при котором скорость прямой реакции в обратимых реакциях равна скорости обратной реакции, называют **состоянием химического равновесия**.

Химическое равновесие происходит только в замкнутых системах и обратимых реакциях.

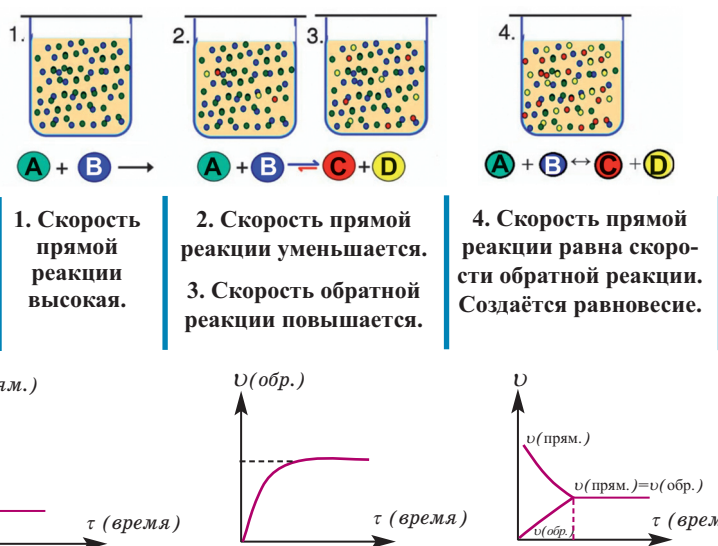
Состояние химического равновесия реакции можно также выразить количеством молекул, полученных и распадающихся в течение определенного времени.

Состояние, при котором число полученных за единицу времени молекул равно числу распадающихся молекул, называют состоянием равновесия. Концентрацию реагирующих веществ в состоянии равновесия называют **равновесной концентрацией**. Равновесная концентрация – это часть вещества, не вступающая в реакцию.

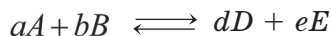


Химическое равновесие динамично, при неизменности условий (концентрации веществ, температуры и давления) состояние равновесия не нарушается, т.е. прямые и обратные реакции протекают с одинаковой скоростью.

По левую сторону в уравнении реакции 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. При увеличении концентрации полученных конечных продуктов в обратимых реакциях скорость реакции, направленной в сторону исходных веществ (влево), начинает возрастать. Через определенный промежуток времени в обратимых реакциях скорость прямой реакции равняется скорости обратной реакции $v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$.



Константа равновесия. Отношение произведения равновесных концентраций конечных продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ является величиной постоянной, которая называется **константой равновесия**. Константа равновесия, будучи зависимой от природы вещества и температуры, вместе с тем не зависит от их концентраций, давления, объема, катализатора. Рассмотрим состояние равновесия реакции, обобщенно выраженной следующим уравнением:



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

$$v_{\text{прям.}} = k_{\text{прям.}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

$$v_{\text{обр.}} = k_{\text{обр.}} \cdot C_D^d \cdot C_E^e$$

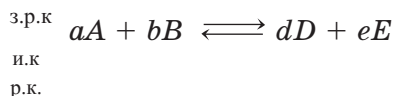
Здесь C_A , C_B , C_D , C_E соответственно, являются равновесными концентрациями веществ А, В, С, Е; a , b , d , e – стехиометрические коэффициенты; $k_{\text{прям.}}$ и $k_{\text{обр.}}$ – постоянные скорости. Согласно условию равновесия ($v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$), равенство скоростей записывается следующим образом:

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

Так как соотношение постоянных скорости является постоянной величиной, это соотношение обозначается знаком K ; математическое выражение химического равновесия называется константой равновесия.

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

Для определения равновесной концентрации (р.к.), исходную концентрацию (и.к.) или затраченную на реакцию концентрацию (з.р.к.) в обратимых реакциях, следует построить схему реакции по нижеприведенному типу:



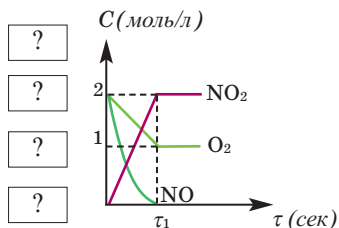
*равновесная концентрация = исходная концентрация – затраченная на реакцию концентрация
затраченная на реакцию концентрация = исходная концентрация – равновесная концентрация
исходная концентрация = равновесная концентрация + затраченная на реакцию концентрация*

Если известна затраченная на реакцию концентрация одного из исходных веществ, то запишите это число над его формулой. На его основе вы можете определить затраченную на реакцию концентрацию другого исходного вещества и равновесную концентрацию конечного продукта. С другой стороны, если известна равновесная концентрация конечного продукта, то записав её над формулой, на её основе можно определить затраченную на реакцию концентрацию исходных веществ.



1. На основании графика относительно реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2$ определите, какое выражение верное?

- 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 затраченной концентрации NO .

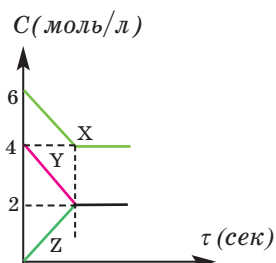


2. Вычислите константу равновесия реакции.

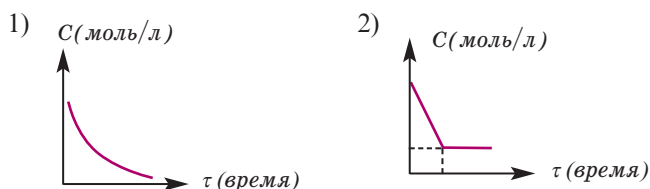
Реакция		
$X_{(г)} + 2Y_{(г)} \rightleftharpoons 2Z_{(г)}$		
Вещества	Исходные концентрации (моль/л)	Равновесные концентрации (моль/л)
X	3	a
Y	4	b
Z	0	2

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

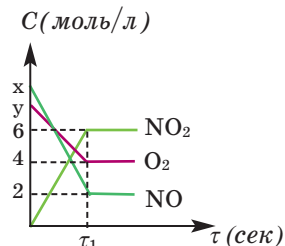
а) 0,25 б) 0,01 с) 0,1 д) 0,005 е) 0,125



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



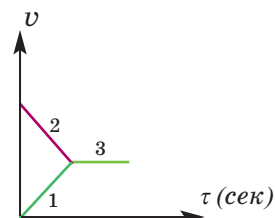
5. На основании графика относительно реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ определите сумму $x+y$.



6. На основании таблицы относительно реакции $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$ вычислите равновесную концентрацию CO_2 (в моль/л).

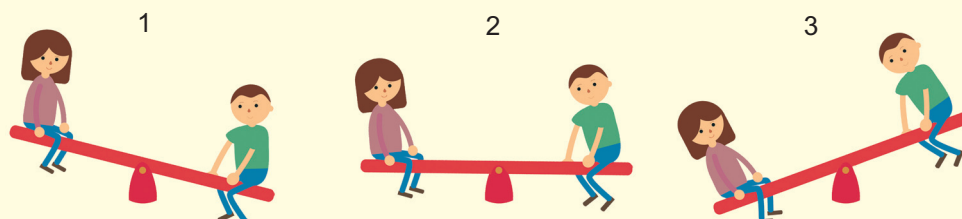
Концентрация равновесия кислорода (в моль/л)	Концентрация кислорода, вступившего в реакцию (в %)
0,75	25

7. Какие из частей графика по реакции $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons 2D_{(г)}$ относятся к: а) реакции соединения; б) реакции разложения; с) химическому равновесию?



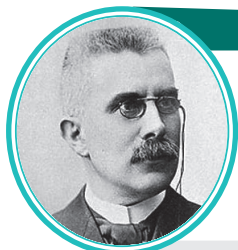


Обратите внимание на рисунки. Чем отличаются друг от друга положения 1, 2 и 3?



Какие факторы влияют на нарушение и повторное образование химического равновесия? В каком случае равновесие смещается вправо, а в каком случае – влево?

Как известно, равновесие происходит при $v_{\text{прям.}} = v_{\text{обр.}}$. Существует ряд факторов, влияющих на нарушение и повторное образование химического равновесия. При изменении одного из факторов, влияющих на условия протекания реакции, равновесие реакции смещается или вправо (в сторону конечных продуктов), или влево (в сторону исходных веществ).



Влияние этих факторов на химическое равновесие определяется **принципом Ле-Шателье** (в честь французского ученого Генри Луиса Ле-Шателье).

Принцип Ле-Шателье выражен следующим образом: Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону ослабления этого воздействия.

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.

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 A и B (удалим из системы), то равновесие сместится влево (в сторону исходных веществ).

Если в реакции $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$ 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).

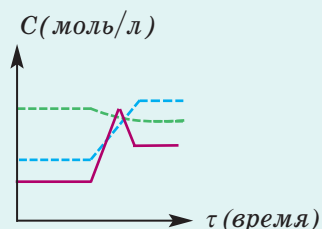
Для того, чтобы в обратимой реакции, протекающей с образованием воды, можно было направить равновесие вправо, в сторону продукта реакции, следует добавить в систему водопоглощающее вещество (концентрированную H_2SO_4).

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

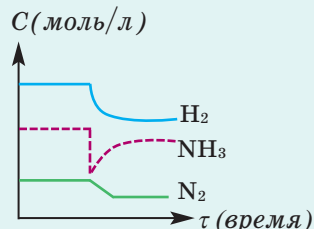
Если в систему протекающей обратимой реакции $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ добавим N_2 , то получится 1-ый график.

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.

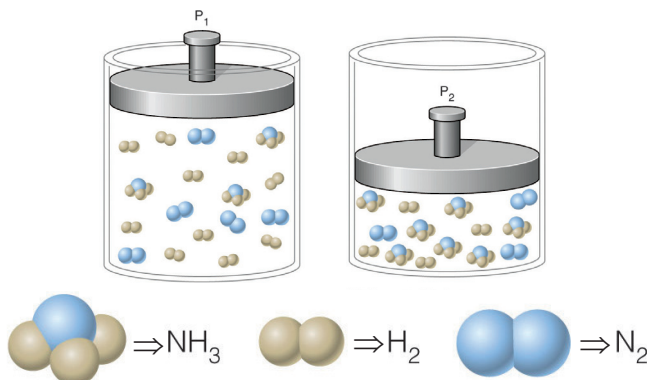
1)

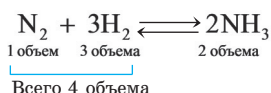


2)



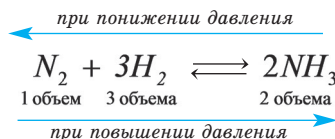
Влияние давления на равновесие. Влияние давления проявляется при газообразном состоянии реагирующих веществ. Повышение давления смещает равновесие реакции в сторону уменьшения объема (т.е. в сторону меньшего количества молей газов).



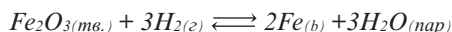
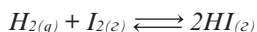
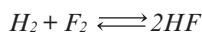
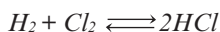


Происходит уменьшение объема на $4 - 2 = 2$.

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

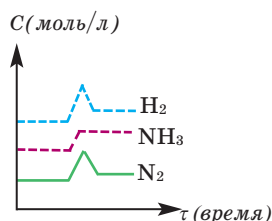


Если число молей вступающих в реакцию и образовавшихся газов одинаковое, то в таких реакциях изменение давления не влияет на равновесие.



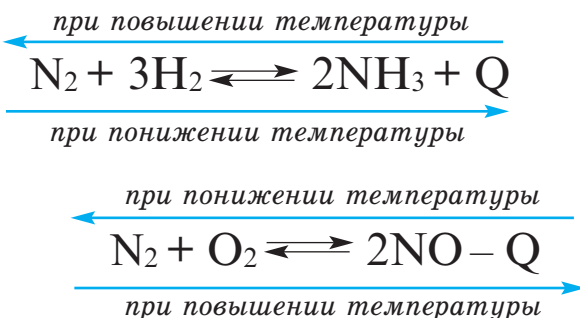
Если в реакции в целом не участвует вещество в газообразном состоянии, то в таких случаях также давление не влияет на равновесие.

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 отражено в графике.



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.

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.

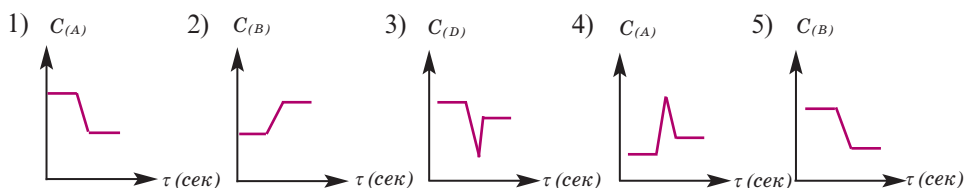


Катализаторы не влияют на смещение равновесия, так как в одинаковой степени ускоряют как прямые, так и обратные реакции.

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



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



2. $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2 + Q$
 Смещение равновесия в реакции →

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 | |

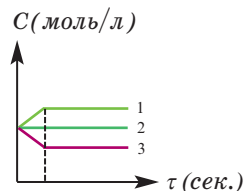
3. В каких случаях изменение давления не влияет на смещение равновесия?

- | | |
|--|--|
| 1) $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$ | 2) $Fe_3O_{4(тв.)} + 4H_{2(г)} \rightleftharpoons 3Fe_{(тв.)} + 4H_2O_{(пар)}$ |
| 3) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ | 4) $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ |
| 5) $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ | |

4. Определите соответствие.

- | |
|--|
| a) $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ |
| b) $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O_{(пар)}$ |
| c) $Fe_3O_{4(тв.)} + 4H_{2(г)} \rightleftharpoons 3Fe_{(тв.)} + 4H_2O_{(пар)}$ |
| d) $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$ |
| e) $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$ |

Изменение концентрации продукта при повышении давления



ПОЯСНЕНИЕ ЗАДАНИЙ ПО РАЗДЕЛУ

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 $\tau_2 - 0,01$ моль/л в течение 50 сек. времени.

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

$$\Delta \tau = \tau_2 - \tau_1 = 50 \text{ сек.}$$

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

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 вступило 2 моль вещества А.

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

Задача 3.

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

Решение: $v = k \cdot P_A^2 \cdot P_B \quad v' = k \cdot (2P_A)^2 \cdot 2 \cdot P_B = 8k \cdot P_A^2 \cdot P_B$

$$\frac{v'}{v} = \frac{8 \cdot k \cdot P_A^2 \cdot P_B}{k \cdot P_A^2 \cdot P_B} = 8$$

Значит, скорость увеличится в 8 раз.

Задача 4.

Как изменится скорость реакции $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})}$ при уменьшении объема сосуда, в котором протекает реакция, в два раза?

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

$$v' = k \cdot (2C_{\text{CO}})^2 \cdot 2C_{\text{O}_2} = 8k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

$$\frac{v'}{v} = \frac{8 \cdot k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}}{k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}} = 8$$

Значит, скорость увеличится в 8 раз.

Задача 5.

Вычислите скорость реакции с температурным коэффициентом 2, протекающей при температуре 60°C, если при температуре 20°C ее скорость равна 0,01 моль/(л · сек).

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

Задача 6.

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

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

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

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

Задача 7.

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

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

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

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

$$x \rightarrow 20\% / x = 0,1 \text{ моль/л} \quad \text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

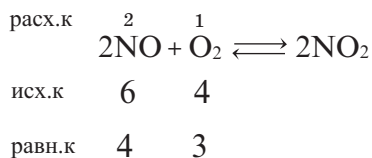
Равновесная концентрация аммиака равна 0,2 моль/л.

Задача 8.

Определите в реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ равновесные концентрации NO и O₂ (в моль/л).

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	

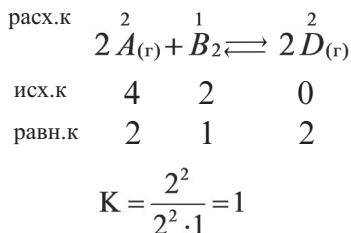
Решение:



Следовательно, равновесная концентрация NO $6-2=4$; равновесная концентрация O₂ $4-1=3$ моль/л.

Задача 9. Вычислите константу равновесия реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons 2D_{(г)}$.

Решение:

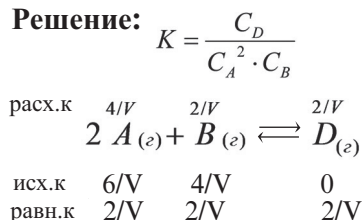


Вещества	Исходные концентрации (в моль/л)	Равновесная концентрация (в моль/л)
А	4	X
В	2	Y
Д	0	2

Задача 10.

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

Решение:



Вещества	Исходное количество (моль)	Равновесная концентрация (моль)
А	6	X
В	4	2

$$4 = \frac{(2/V)}{(\frac{2}{V})^2 \cdot \frac{2}{V}} = \frac{1}{\frac{4}{V^2}} = \frac{V^2}{4}$$

$$V = 4 \text{ л}$$

Задача 11.

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

Определите X, добавленный в реакцию $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons D_{(г)}$ (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, $A_{(г)} + B_{(г)} \rightleftharpoons D_{(г)}$

В 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	3		6	$K_{II}=1 = \frac{7}{(1+x) \cdot 2}$ $2+2x=7; \quad x=2,5$
II равновесие	$2-1+x$	$3-1$		7	

Задача 12.

На основании таблицы определите, какие выражения верны.

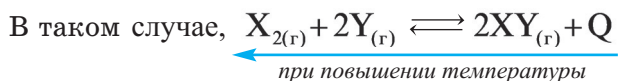
Реакция, протекающая в закрытом сосуде	
$X_{2(r)} + 2Y_{(r)} \rightleftharpoons 2XY_{(r)}$	
при 25°C	при 100°C
$K=0,2$	$K=0,02$

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.



Следовательно, так как при повышении температуры равновесие смещается влево, то разлагается 2 моль XY и образуется 3 моль нового газа (1 моль X_2 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.

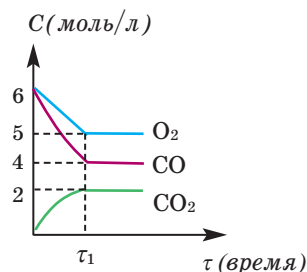
Задача 13.

Согласно графику относительно реакции $2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$, 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 (t_1) равновесные концентрации всех веществ одинаковые.

Решение: $C_{(\text{исход.})} \text{O}_2 = 6 \text{ моль/л}$;

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

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

$C_{(\text{равнов.})} \text{O}_2 = 5$; $C_{(\text{равнов.})} \text{CO} = 4$; $C_{(\text{равнов.})} \text{CO}_2 = 2 \text{ моль/л}$

$C_{(\text{равнов.})\text{общее}} = 5 + 4 + 2 = 11 \text{ моль/л}$ (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 t_1 разные (значит, IV выражение неверное).

Задача 14.

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, $(2/8) \cdot 100\% = 25\%$ подверглось восстановлению.

Задача 15.

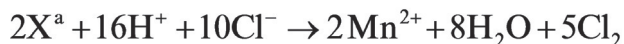
Определите, сколько молей серной кислоты, вступившей в реакцию $4\text{Ca} + 5\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_{4(\text{конц.})} \rightarrow 4\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\overset{-2}{\text{S}} + 4\text{H}_2\text{O}$, было потрачено на образование соли и сколько процентов подверглось 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 воды в окислительно-восстановительных реакциях. Более точно реальное состояние ионов в растворе показывает ионно-электронный метод, который будет изучен в курсе высшего учебного заведения.

Задача 16.

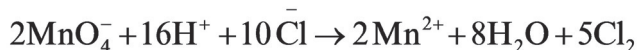
Определите X^a в уравнении реакции



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, $2a + 16 + 10(-1) = 2 \cdot (+2)$; $a = -1$.

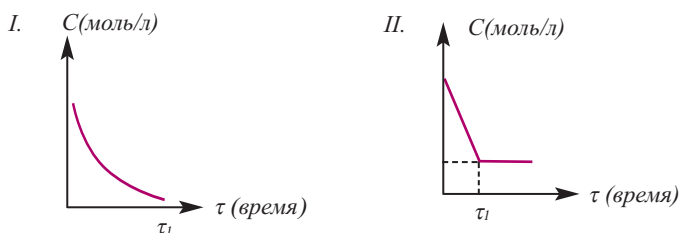
Значит, это ион $X \Rightarrow MnO_4^-$.



Таким образом, определением типа окислительно-восстановительных реакций и последовательным соблюдением правил проставления коэффициентов можно очень легко составить самые сложные окислительно-восстановительные реакции.

Задача 17.

На основе графиков I и II относительно изменения концентраций исходных веществ определите, какие выражения верные.



- 1) I график относится к необратимым реакциям.
- 2) II график относится к необратимым реакциям.
- 3) I график относится к обратимым реакциям.
- 4) II график относится к обратимым реакциям.

Решение: Если концентрация исходных веществ уменьшается до нуля, то такие реакции являются необратимыми реакциями (I график), а если не уменьшаются до нуля – обратимыми реакциями (II график).

Ответ: 1; 4

Задача 18.

Определите соответствие.

- | | |
|-----------------------|--|
| 1) Реакция соединения | a) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 2) Реакция замещения | b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ |
| 3) Реакция разложения | c) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| 4) Реакция обмена | d) $\text{Mg} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$ |
| | e) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |

Решение:

- | | |
|---|-----|
| a) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$ | (1) |
| b) $\text{Mg} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Zn}$ | (2) |
| c) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ | (3) |
| d) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | (4) |
| e) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ | (4) |

Задача 19.

Выберите из представленных реакций реакции: а) соединения; б) обмена;

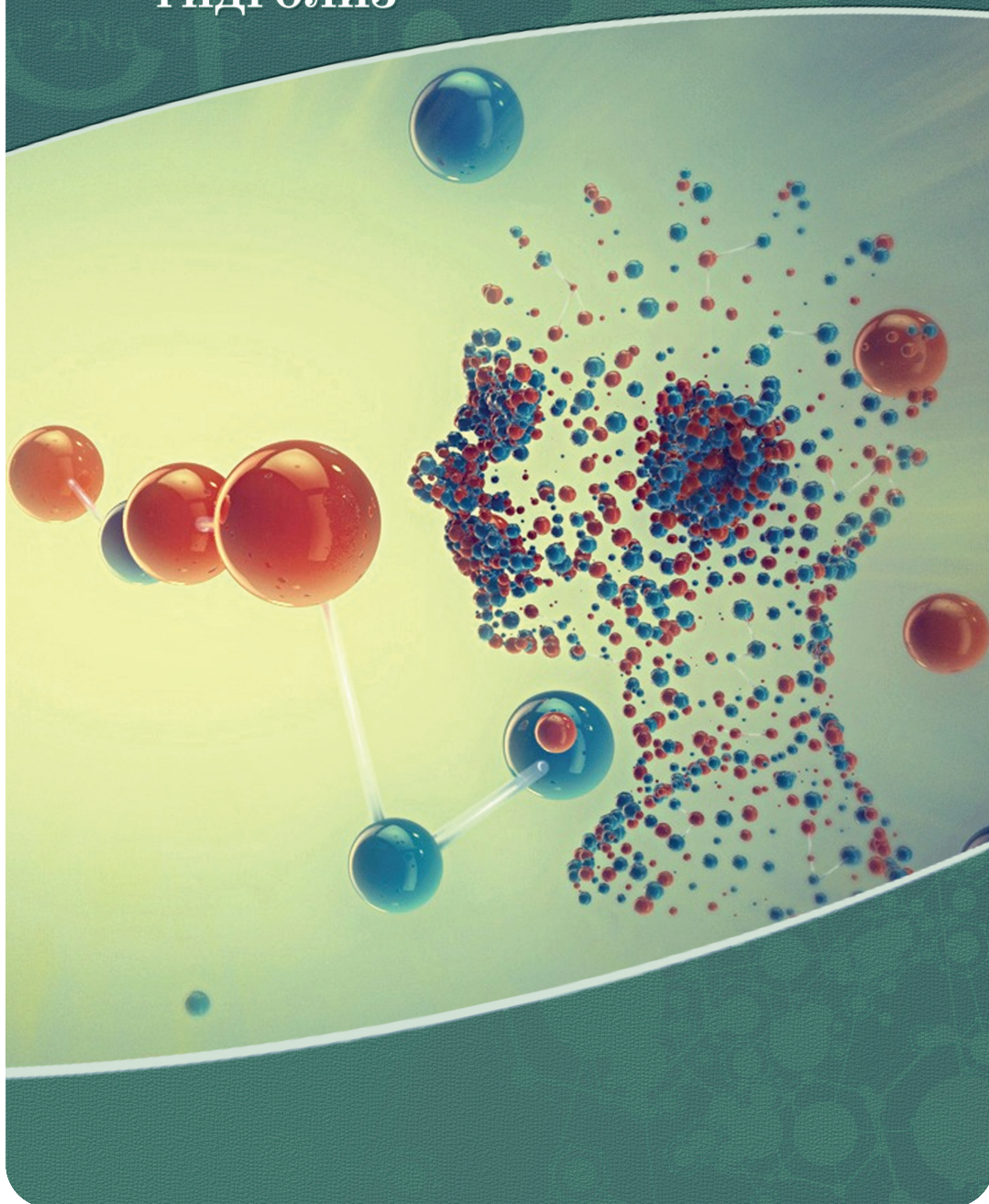
с) замещения.

- | | | |
|--|---|--|
| 1) $\text{Fe} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 2) $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ | 3) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaBr}_2 \rightarrow$ | 5) $\text{Fe} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | 6) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ |

Решение:

- a) 1) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
3) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
b) 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaBr}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaBr}$
6) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
с) 5) $\text{Fe} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{раств.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$

5 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ГИДРОЛИЗ



*32. Электролитическая диссоциация.
Степень диссоциации*

*33. Факторы, влияющие на степень
диссоциации. Постоянная
диссоциации*

*34. Диссоциация кислот, оснований
и солей*

35. Реакции ионного обмена

36. Электролиз

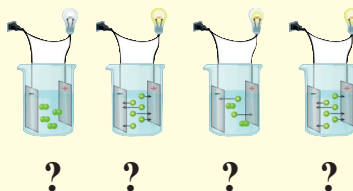
37. Гидролиз

38. Гидратная теория

Пояснение заданий по разделу



Возьмите четыре химических стакана, каждый емкостью по 100 мл. В один из этих химических стаканов налейте по 50 мл растворов серной кислоты, в другой – уксусной кислоты, в третий – гидроксида калия, а в четвертый – гидроксида аммония. Для определения электрической проводимости этих растворов в каждый из них введите электроды, соединенные с лампой прибора. Вынув электроды из одного раствора, их следует промыть дистиллированной водой и только потом ввести в другой раствор. Определите по яркости накаливания лампы, какой из растворов является слабым, а какой – сильным электролитом.



По электрической проводимости вещества делятся на две группы.

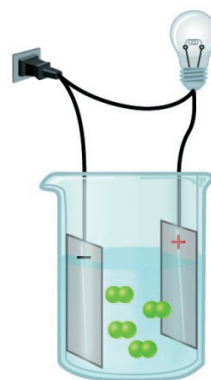


Вещества, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**.

Na_2SO_4 , KNO_3 , CuCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 и др.

Вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**. Нерастворимые в воде неорганические вещества (H_2SiO_3 , SiO_2 , AgCl , CaSO_4 и др.), чистая вода, большинство органических веществ – неэлектролиты.

Процесс распада электролитов на ионы при растворении их в воде или расплавлении называется **электролитической диссоциацией**.



Прибор для проверки электрической проводимости растворов

Основные теоретические положения электролитической диссоциации дал в 1887 году шведский ученый Сванте Аррениус. Современная теория электролитической диссоциации состоит из трех основных положений:

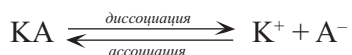
1) **Электролиты в растворе и в расплаве распадаются (диссоциируют) на ионы, обладающие положительным или отрицательным зарядом**



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**.

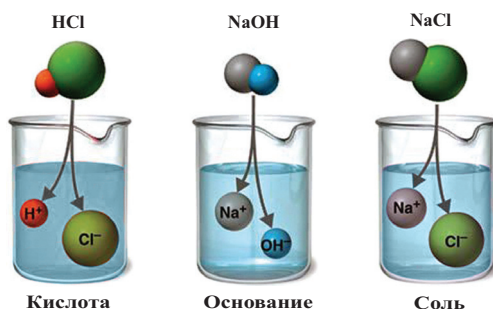
3) **Диссоциация – обратимый процесс: наряду с распадом молекул происходит также и соединение – ассоциация ионов.**



Ионы и нейтральные атомы отличаются друг от друга как по строению, так и по свойствам. Например:

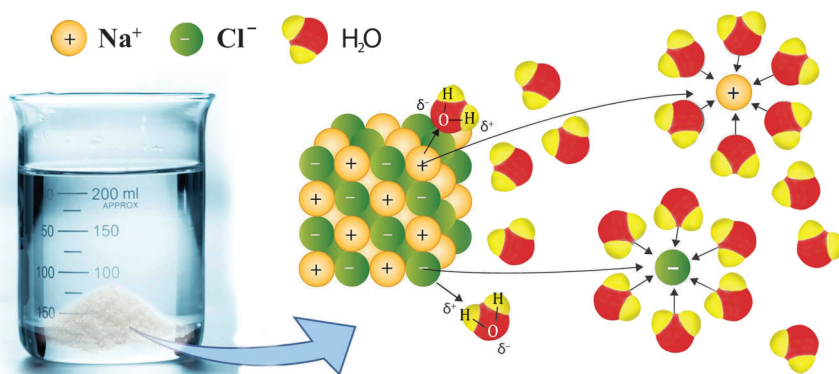
$_{11}\text{Na}^0 1s^2/2s^2 2p^6/3s^1$ Электронная формула атома натрия	$_{11}\text{Na}^+ 1s^2/2s^2 2p^6/$ Электронная формула иона натрия
$_{11}\text{Na}^0 1)2e-2)8e-3)1e^-$ Схема строения атома натрия	$_{11}\text{Na}^+ 1)2e-2)8e^-$ Схема строения иона натрия
Восстановитель	Окислитель

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. При диссоциации электролитов в растворе образуются положительно и отрицательно заряженные частицы, состоящие из одного или нескольких атомов.



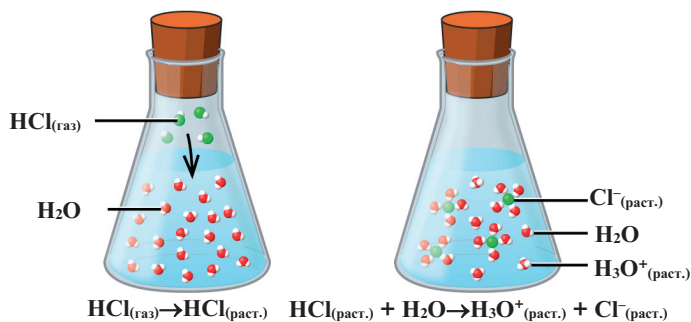
Катионы	Анионы
Li^+ , Na^+ , K^+ , Be^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+	CO_3^{2-} , Cl^- , S^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , SiO_3^{2-} , ClO^- , ClO_2^-

Причиной разложения электролита на ионы является его взаимодействие с полярными молекулами воды. При растворении в воде любой соли, например, кристаллов хлорида натрия, отрицательные полюсы полярных молекул воды притягиваются к положительно заряженным ионам натрия Na^+ , а положительные полюсы – к отрицательно заряженным хлорид-ионам Cl^- . В результате растворения в воде ионы отщепляются от кристалла и, перейдя в раствор, гидратируются.



Диссоциация водного раствора хлорида натрия

Наряду с веществами, кристаллическая решетка которых имеет ионное строение, молекулы с полярной ковалентной связью также в воде распадаются на ионы. При растворении в воде хлорида водорода (хлороводорода) с полярно-ковалентной связью под действием полярных молекул воды связь между атомами разрывается. Молекула хлорида водорода распадается на два гидратированных иона. Электронная пара переходит к атому хлора, в результате полярная ковалентная связь превращается в ионную связь.



Диссоциация молекулы хлороводорода

Процесс диссоциации характеризуется степенью диссоциации.

Отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе, называется степенью диссоциации и обозначается знаком α (альфа).

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

Здесь α показывает степень диссоциации, n – число диссоциированных молекул, N – общее число растворенных молекул.

Величина α принимает значения между $0 \div 1$, при выражении в процентах – между $0 \div 100\%$.

Если $\alpha=0$, значит, диссоциация не произошла.

Если $\alpha=1$ или $\alpha=100\%$, значит, электролит полностью диссоциировал на ионы.

Величина n может принимать разные значения от 0 до N .

Если количество электролита дается в молях:

$$\alpha = v_{\text{дис.}}/v_{\text{общ.}} \quad \text{или} \quad \alpha = (v_{\text{дис.}}/v_{\text{общ.}}) \cdot 100\%$$

$v_{\text{общ.}}$ – общее растворенное молярное количество вещества.

$v_{\text{дис.}}$ – диссоциированное молярное количество вещества.

По значению степени диссоциации электролиты делят на три группы.

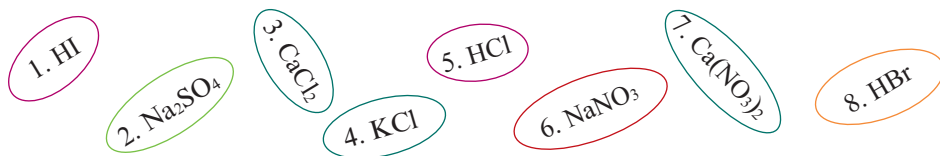
Сильные электролиты	Электролиты средней силы	Слабые электролиты
$\alpha \geq 30\%$	$\alpha = 3 \div 30\%$ (или $0,03 \div 0,3$)	$\alpha < 3\%$ (или $\alpha < 0,03$)
Щелочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ Растворимые в воде соли, сильные кислоты	Mg(OH) ₂ , H ₃ PO ₄ , H ₂ C ₂ O ₄ (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**.



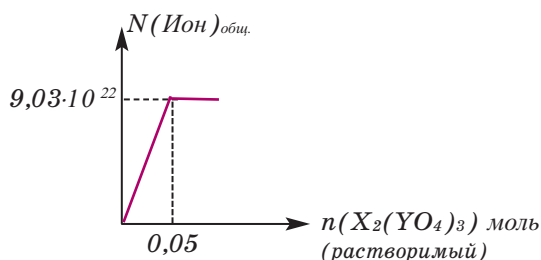
1. При растворении в воде каких веществ меняется характер связи?



2. Сколько молекул электролита не подверглось диссоциации?

Число растворимых в воде молекул электролита	Степень диссоциации (в %)
400	20

3. На основе графика вычислите степень диссоциации (в %) $X_2(YO_4)_3$.



4. Определите относительную атомную массу X. $M_r(\text{SO}_4) = 96$

Растворимый в воде электролит	$\nu(X^+)$ в растворе (в моль)	Степень диссоциации (в %)
71 г $X_2\text{SO}_4$	0,4	40

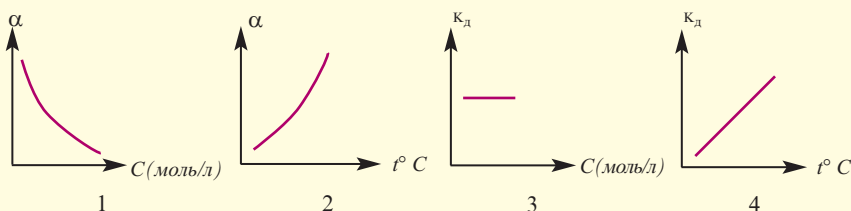
5. Определите X.

Мольное 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

6. При растворении в воде X моль $K_3\text{PO}_4$ $\alpha = 20\%$ и в целом в растворе образуется $2,408 \cdot 10^{23}$ ионов. Определите X.

Факторы, влияющие на степень диссоциации. Постоянная диссоциации

33

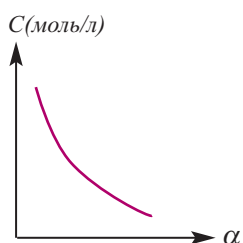


Какие из представленных графиков верны для сильных электролитов? Что называют постоянной диссоциации?

Значение степени диссоциации зависит от ряда факторов.

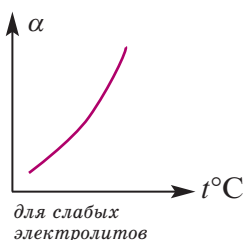
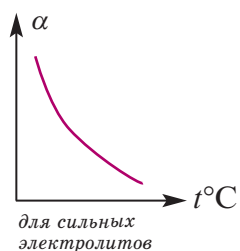
Природа электролита (характер связи в молекуле электролита). Слабые и средней силы электролиты диссоциируют в растворе частично, а сильные электролиты – полностью.

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.

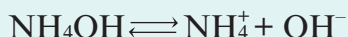


Концентрация раствора электролита. При уменьшении концентрации раствора (т.е. разбавлении раствора), вероятность встречи ионов уменьшается и равновесие смещается в сторону ионизации (степень диссоциации повышается). При уменьшении числа столкновений между ионами в разбавленных растворах в заметной степени снижается и скорость 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.

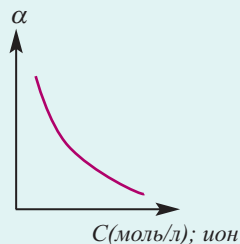
Влияние температуры. В процессе диссоциации электролитов в небольшом количестве поглощается или выделяется тепло. Обычно нагревание раствора на 1°C усиливает процесс диссоциации большинства электролитов на 0,05%. При повышении температуры усиливается и электрическая проводимость электролита. Однако это 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, а при нагревании слабых электролитов – степень диссоциации повышается.



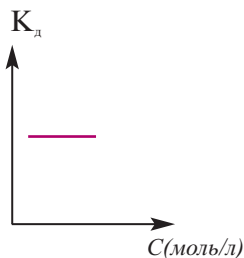
Влияние концентрации ионов. Повышением или понижением концентрации ионов, образованных в результате диссоциации, можно сместить равновесие. Например, NH_4OH диссоциирует на ионы в воде по следующему уравнению:



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.

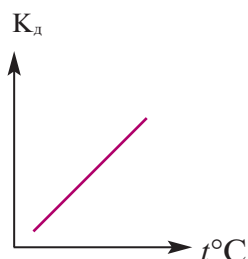
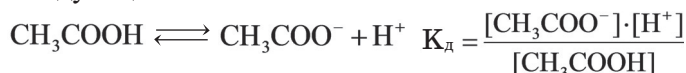


Постоянная диссоциации (K_d). Поскольку значение степени диссоциации зависит от концентрации электролита использование α для характеристики диссоциации электролита не подходит. В этих целях используется постоянная диссоциации (K_d). Значение постоянной диссоциации, в отличие от α , не зависит от концентрации раствора.



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. Чем больше значение K_d , тем больше диссоциирует электролит.

Электрическая проводимость бывает более высокой в том из растворов с одинаковым мольным количеством растворенных в них различных электролитов, в котором образуется наибольшее количество ионов. В ряду NaCl , FeCl_2 , AlCl_3 в водном растворе каждого из них электрическая проводимость повышается.



1. Какое соотношение верное?

Электролиты	Молярное количество в растворе	Степень диссоциации	Электрическая проводимость
NaCl	1	α	E_1
Na_3PO_4	1	α	E_2
Na_2SO_4	1	α	E_3

- a) $E_1 < E_3 < E_2$
- b) $E_1 < E_2 < E_3$
- c) $E_3 < E_2 < E_1$
- d) $E_2 < E_1 < E_3$
- e) $E_2 < E_3 < E_1$

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 (в каждом из трех случаев принимается одинаковое значение α).

1 / 1 M

1)

1 / 1 M

2)

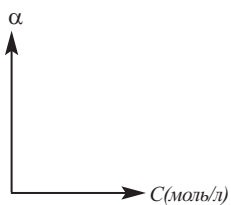
1 / 1 M

3)

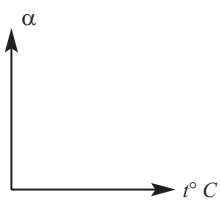
4. Укажите факторы, влияющие на значение степени диссоциации.

- 1) природа электролита
- 2) природа растворителя
- 3) концентрация раствора электролита
- 4) температура
- 5) концентрация ионов
- 6) давление

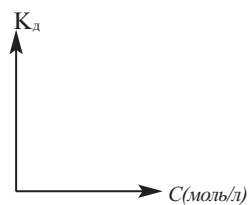
5. Перечертите графики в тетрадь и дополните.



1



2



3



Растворите в 2-3 мл дистиллированной воды в пробирке 0,2 г бромида меди (II). К полученному раствору прикапайте воду. Наблюдаете ли вы, как меняется цвет? Затем опустите в пробирку несколько кристаллов гидроксида меди (II). Что вы наблюдаете? Происходит ли изменение цвета раствора? Поясните причину происходящего.

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.

Диссоциация кислот. 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^+). Отсюда становится ясно, что цвет индикатора меняет ион H^+ (или H_3O^+).

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 количеством катионов водорода, образованных в процессе 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 $\rightleftharpoons$ в процессе диссоциации указывает, что образовавшиеся ионы могут соединяться и образовывать исходные вещества и одновременно исходные ионы второй (или третьей) ступени.

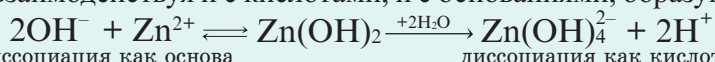
Если скорость распада на ионы больше, чем скорость образования исходных ионов, процесс диссоциации смещается вправо, если меньше – то влево.

Диссоциация оснований. Электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксоионы, **называются основаниями**.

Растворимые в воде основания называют *щелочами*. Как известно, кислотность оснований определяется количеством гидроксильных ионов (OH^-) в их молекуле. Количество гидроксильных групп показывает кислотность основания. Однокислотные щелочи диссоциируют одноступенчато, двухкислотные щелочи – двуступенчато. Цвет индикатора также меняется под действием гидроксильного иона (OH^-).

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. $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$ II. $\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$

Основания, которые в процессе диссоциации образуют как ион H^+ так и ионы OH^- , называют *амфотерными гидроксидами*. Амфотерные гидроксиды, взаимодействуя и с кислотами, и с основаниями, образуют соль и воду.



диссоциация как основа

диссоциация как кислота

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
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{FeCl}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$	$\text{NaKSO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Na}_2\text{KPO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$\text{CaClNO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{NO}_3^-$ $\text{AlClSO}_4 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{FeNO}_3\text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{NO}_3^- + 2\text{Cl}^-$



Нерастворимые в воде соли (осадки) не диссоциируют. Они могут диссоциировать только в виде расплавов.

Кислые соли диссоциируют ступенчато. Гидросоли диссоциируют двуступенчато, а дигидросоли – трехступенчато. Процесс диссоциации постепенно, постепенно, слабеет.

Диссоциация гидросолей	Диссоциация дигидросолей
I. $\text{NaHSO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$ II. $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	I. $\text{KH}_2\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ II. $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ III. $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

Основные соли также диссоциируют ступенчато: гидроксосоли диссоциируют двуступенчато, дигидроксосоли – трехступенчато.

Диссоциация гидроксосолей	Диссоциация дигидроксосолей
I. $\text{CaOHNO}_3 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{NO}_3^-$ II. $\text{CaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$	I. $\text{Al(OH)}_2\text{Cl} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_2^+ + \text{Cl}^-$ II. $\text{Al(OH)}_2^+ \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{OH}^-$
I. $\text{AlOH(NO}_3)_2 \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ II. $\text{AlOH}^{2+} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$	III. $\text{AlOH}^{2+} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$



1. Определите соответствие.

Ионы, образованные во время диссоциации.

- | | | |
|--|----------------------------|----------------------|
| 1) H^+ в H_3O^+ | a) NaOH | b) Zn(OH)_2 |
| 2) OH^- | c) HNO_3 | d) Ca(OH)_2 |
| 3) H^+ в OH^- | e) H_2SO_4 | |

2. Определите X, Y и Z.

Индикатор	Собственный цвет индикатора	Цвет, полученный под действием кислоты
Лакмус	X	синий
Y	бесцветный	малиновый
Метилоранж	оранжевый	Z

3. Определите соответствие. Число ступеней диссоциации: 1) 2; 2) 3

- | | | | |
|------------------------------|------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|
| a) Na_2KPO_4 | b) NaH_2PO_4 | c) K_2HPO_4 | d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| e) $\text{Ca(HSO}_4)_2$ | f) Cu(OH)NO_3 | g) $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ | |

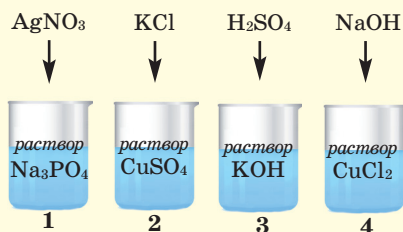
4. Определите соответствие.

- | | |
|---|---|
| 1) $n(\text{катион}) = n(\text{анион})$ | 2) $n(\text{катион}) > n(\text{анион})$ |
| 3) $n(\text{катион}) < n(\text{анион})$ | |
| a) $\text{Al(NO}_3)_3\text{SO}_4$ | b) NaNO_3 |
| c) Na_2SO_4 | d) CuClNO_3 |
| e) NaKSO_4 | f) $\text{Al(NO}_3)_3$ |
| g) KMnO_4 | |

5. Сколько ионов образуется в растворе, если при растворении в воде 4 граммов NaOH и 5,6 грамма KOH они полностью диссоциируют в ионы?

$$M_r(\text{NaOH})=40; M_r(\text{KOH})=56; N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

6. Сколько молей NaOH было диссоциировано, если при растворении в воде NaOH в целом образуется $9,03 \cdot 10^{23}$ ионов?



В каких сосудах может протекать реакция? В каких сосудах может выпасть осадок? В каком сосуде выпадет желтый, а в каком – синий осадок? В каком сосуде сумма коэффициентов краткого ионного уравнения реакции составляет 5?

Реакции обмена, протекающие между водными растворами электролитов, в прошлых разделах мы показывали молекулярными уравнениями. В действительности же, в этих реакциях участвуют не молекулы электролитов, а их диссоциированные ионы.

Взаимодействие 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.

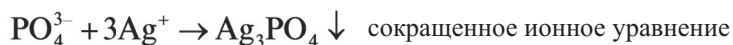
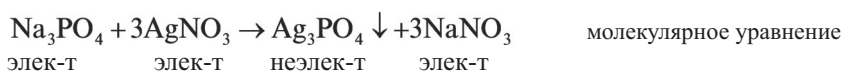
При составлении ионных уравнений соблюдаются следующие правила:

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).

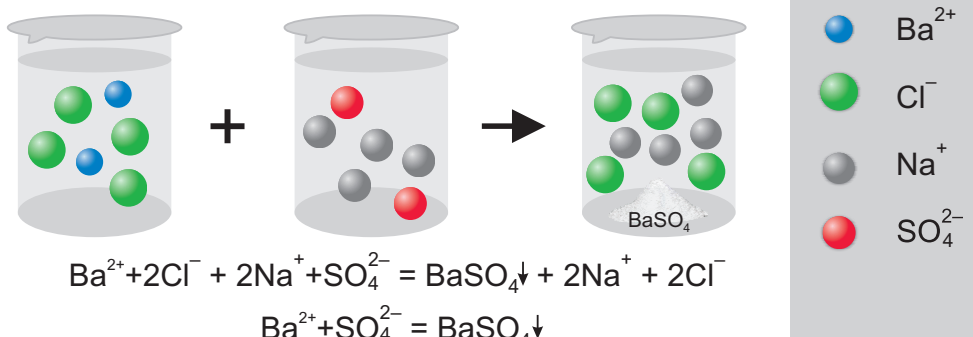
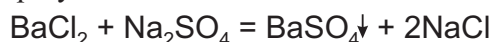
4) Не участвующие в реакции ионы сокращаются. Уравнение, в котором указаны лишь участвующие в реакции ионы, называется сокращенным ионным уравнением.



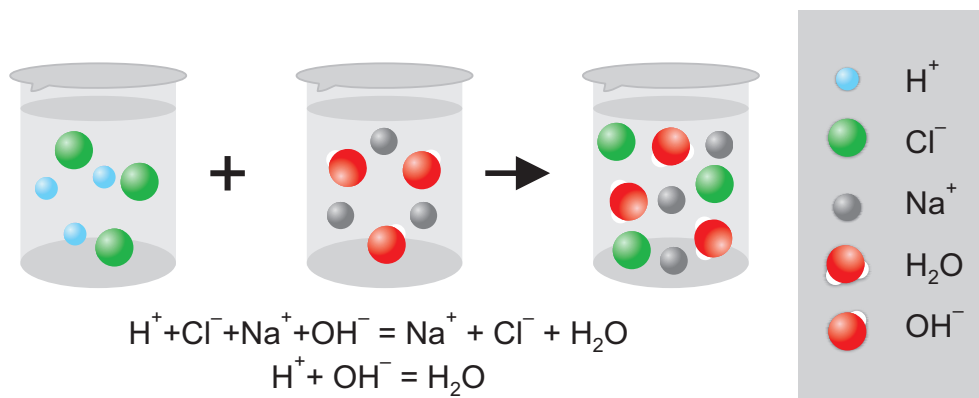
Если при реакциях заряды ионов не меняются, такие реакции называются **реакциями ионного обмена**.

Реакции ионного обмена протекают до конца в трех случаях:

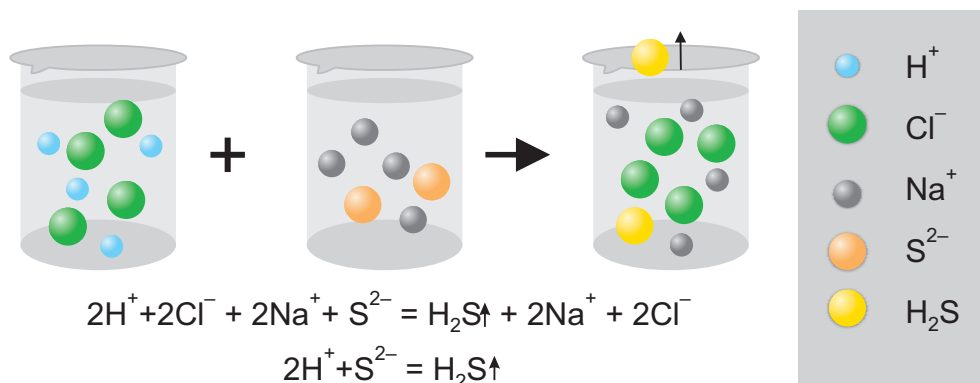
Если образуется осадок.



Если получается слабодиссоциирующее вещество (например: вода)



Если получается газообразное вещество.



Полное ионное уравнение и сокращенное ионное уравнение реакций, протекающих с участием или с образованием двух и более неэлектролитов, бывают одинаковыми.

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ молекулярное уравнение
 $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ полное или сокращенное ионное уравнение
- 2) $\text{FeSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$
 $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ полное или сокращенное ионное уравнение

Реакции ионного обмена используются для определения того или иного вещества или иона.

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^-	Ag^+ (AgNO_3)	Белый осадок
Br^-		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

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.

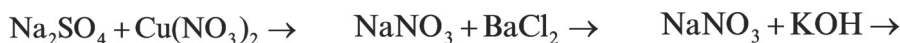
Слабые электролиты и неэлектролиты	Сумма коэффициентов сокращенного ионного уравнения его образования
CaCO_3 , MgCO_3 , BaCO_3 , CaSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 , SrSO_4 , ZnCO_3 , CuS , PbS , ZnS , CdS , AgCl , H_2O , HCOOH , CH_3COOH и др.	3
$\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, PbCl_2 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, MgF_2 и др.	4
$\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Ag_3PO_4 и др.	5
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ и др.	6



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.

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:



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.



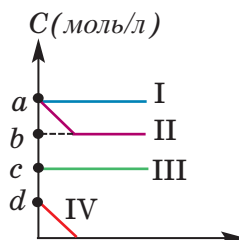
1. Определите сумму коэффициентов в сокращенном ионном уравнении.

- a) $\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ b) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
 c) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ d) $\text{Na}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
 e) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

2. У каких реакций сокращенное и полное ионные уравнения одинаковые?

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ 3) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$
 4) $\text{HNO}_3 \xrightarrow{t}$ 5) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ 6) $\text{FeSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$

3. На основе графика относительно реакции, протекающей между 6 молями HCl и 1 молем $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, определите сумму $a+b+c+d$.



4. Определите соответствие.

Определяемый ион **Определяющий ион**

- 1) SO_4^{2-} a) Ba^{2+} b) H^+
 2) CO_3^{2-} c) Cu^{2+} d) Cl^-
 3) S^{2-}

5. Какие реакции протекают до конца?

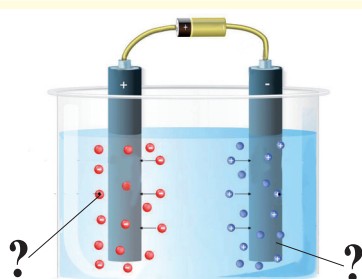
- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 3) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl} \rightarrow$ 4) $\text{NaCl} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 5) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ 6) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

6. Растворы каких ионов невозможно хранить в одном сосуде?

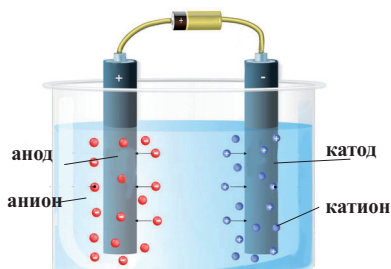
- 1) SO_4^{2-} и Cu^{2+} 2) NH_4^+ и OH^-
 3) Cl^- и Na^+ 4) CO_3^{2-} и H^+



Налив в электролизную ванну 5%-ный раствор хлорида меди (II) и опустив туда угольные электроды, посредством выпрямителя подключите электрический ток к источнику (напряжение не должно быть больше 12 вольт). Что вы наблюдаете в электродах? Какие вещества образуются на электродах и в растворе? Как вы определите их? Запишите уравнение реакции.



Электролиз – это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный электрический ток. 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. В процессе электролиза между участками катода и анода существуют перегородки.

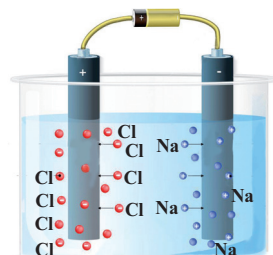


Электролизная ванна

Электролиз расплавов электролитов. Если через расплавы электролитов пропустить постоянный электрический ток, то происходит электролиз. При электролизе расплавов на катоде всегда восстанавливается катион, а на аноде окисляется анион. При электролизе расплавов любых солей, кроме солей аммония, на катоде всегда образуется металл. Рассмотрим процесс электролиза расплавленного хлорида натрия NaCl и гидроксида натрия (NaOH).

На катоде: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^0$ восстановление

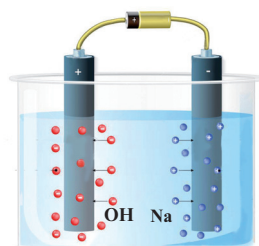
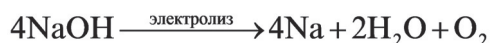
На аноде: $\text{Cl}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^0$ окисление



Электролиз расплава хлорида натрия

На катоде: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^0$ восстановление

На аноде: $\text{OH}^- - \text{e}^- \rightarrow \text{OH}^0$ окисление



Электролиз расплава гидроксида натрия

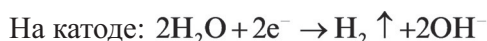
Электролиз расплавов солей кислородсодержащих кислот в школьном курсе не изучается.

Г.Дэви, 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 Дэви. Он потерял правый глаз и получил глубокую рану. Рубцы, образовавшиеся на его лице во время взрыва, оставались до конца его жизни.

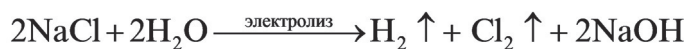


Электролиз водных растворов электролитов. При электролизе растворов электролитов характер происходящих на электродах электрохимических процессов зависит от природы иона, растворителя, концентрации электролита, материала, из которого изготовлен электрод, температуры, напряжения тока и других факторов. Для того, чтобы заранее определить на основе формулы солей, какие вещества будут образованы на электродах при электролизе водных растворов солей, следует знать следующие правила.

1. 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.



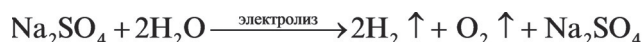
2. При электролизе же растворов солей бескислородных кислот (HCl , HBr , HI , H_2S) этих металлов кислотный остаток на аноде окисляется с получением многоатомного простого вещества, и в растворе образуется основание, т.е. масса соли уменьшается.



на катоде на аноде в растворе

При электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот этих металлов (Li, Na, K, Ca, Ba, Mg, Al) вода на аноде окисляется с выделением

кислорода (O_2), на катоде вода восстанавливается с выделением водорода. Масса соли не изменяется. Поскольку при электролизе растворов этих солей соль не разлагается, концентрация раствора повышается.



При электролизе водных 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.

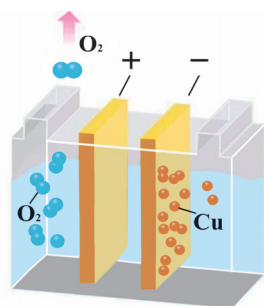


3. При электролизе растворов солей металлов, расположенных в ряду напряжения металлов между алюминием и водородом (Mn , Zn , Cr , Fe , Ni , Sn , Pb), на катоде ионы металла вместе с молекулами воды восстанавливаются с выделением металла и водорода. На аноде вода окисляется, выделяется кислород. (*Электролиз растворов бескислородных солей этих металлов в школьном курсе не изучается*).

На катоде:	$Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$ $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 \uparrow + 2OH^-$
На аноде:	$2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^+$
Общее уравнение	$NiSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} Ni + H_2 \uparrow + O_2 \uparrow + H_2SO_4$

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. Из этих металлов при электролизе растворов солей бескислородных кислот меди Cu на аноде кислотный остаток окисляется, получается соответствующее 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).

5. При электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот этих металлов (например, $Cu(NO_3)_2$, $CuSO_4$, $AgNO_3$, $Hg(NO_3)_2$) 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.



Электролиз водного раствора $CuSO_4$



При электролизе как расплавов, так и растворов солей бескислородных кислот (HCl, HBr, HI, H₂S) на аноде кислотные остатки, окисляясь, превращаются в соответствующие простые вещества. Последовательность окисления кислотных остатков на аноде представлена в следующем виде:

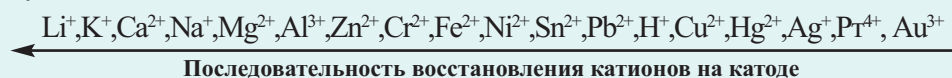


При проведении электролиза раствора смеси нескольких солей, в первую очередь, на аноде выделится – S, при отсутствии этого элемента – I₂, при его отсутствии – Br₂, при его отсутствии – Cl₂, при его отсутствии – O₂.

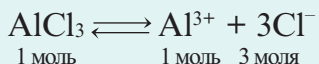
При электролизе растворов солей HF (MeF_n) на аноде ионы F⁻ не окисляются, окислению подвергаются молекулы воды. Значит, процесс окисления $2\text{F}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{F}_2$ в водном растворе не происходит. Процесс окисления возможен лишь при электролизе расплава.

При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот (HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, H₂CO₃ и др.) на аноде окисляется не кислотный остаток, а вода с выделением кислорода (O₂).

При электролизе растворов смеси солей различных металлов первоочередная последовательность восстановления металлов на катоде следующая:



Факторы, влияющие на процесс 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 (при одинаковой α) наибольшая электрическая проводимость будет у AlCl₃. Это обусловлено тем, что раствор этой соли обладает как наибольшим количеством ионов, так и более высокой концентрацией.



Применение электролиза. Электролиз применяется при получении активных металлов (Na, K, Ca, Mg, Al), меди (Cu), некоторых неметаллов

(Cl₂, F₂) и щелочей (NaOH, KOH). Электролизом также пользуются для покрытия поверхности металлических предметов никелем, хромом, цинком, оловом, золотом и другими стойкими против коррозии металлами.



1. Определите соответствие.

Агрегатное состояние (при н.у.) вещества, образованного на аноде при электролизе расплава.

- | | | | |
|---------------------|---------|--------|---------|
| 1) газ | a) NaOH | b) NaI | c) NaBr |
| 2) твердое вещество | d) KOH | e) KI | f) KBr |
| 3) жидкое вещество | | | |

2. Сколько граммов KF подверглось электролизу, если при электролизе расплава KF в ходе взаимодействия воды с F₂ выделилось 2,24 л кислорода (при н.у.)? M_r(KF)=58

3. Определите соли X и Y.

Соли	При электролизе раствора
X	Масса соли не меняется
Y	Масса соли уменьшается

- | | |
|--|----------------------|
| a) Al ₂ (SO ₄) ₃ | b) AgNO ₃ |
| c) MgSO ₄ | d) CuCl ₂ |
| e) Al(NO ₃) ₃ | f) Na ₂ S |
| g) Mg(NO ₃) ₂ | h) KF |

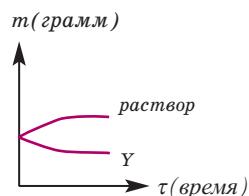
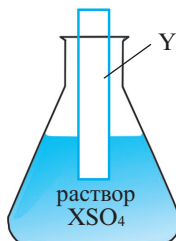
4. Какие из нижеприведенных могут быть X, Y, Z и T?

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) Cu(NO ₃) ₂ | d) CuBr ₂ |
| e) K ₂ SO ₄ | f) KI |
| g) Al ₂ (SO ₄) ₃ | |
| h) Hg(NO ₃) ₂ | |

5. 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 |





Поместите представленные вещества в соответствующие колбы. Какие реакции называются гидролизными реакциями? Чем объясняется воздействие растворов солей на лакмус?



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.

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.

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 , $RbOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$).

2. Соли, образованные сильными кислотами и слабыми основаниями ($\text{Me}(\text{OH})_n \text{ Me} \Rightarrow \text{Be, Mg, Zn, Al, Cr, Fe, Cu, Hg, Ag, Mn, NH}_4 \text{ и др.}$).

3. Соли, образованные слабыми кислотами ($\text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S, H}_2\text{SiO}_3, \text{HCOOH, CH}_3\text{COOH}$ 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^- .

При $N(\text{H}^+) = N(\text{OH}^-)$ среда бывает нейтральной; при $N(\text{H}^+) > N(\text{OH}^-)$ – среда кислая; при $N(\text{H}^+) < N(\text{OH}^-)$ – среда щелочная.

Рассмотрим отдельно гидролиз группы солей, указанных выше.

1. Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями ($\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{K}_2\text{SO}_4, \text{Me}(\text{NO}_3)_n, \text{MeX}_n, \text{Me} \Rightarrow \text{Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, X} \Rightarrow \text{Cl, Br, I}$), гидролизу не подвергаются, среда протекания реакции бывает нейтральной, цвет лакмуса (фиолетовый) не меняется.

2. Соли, образованные сильными кислотами и слабыми основаниями ($\text{Me}_x(\text{SO}_4)_y; \text{MeX}_n$);

$\text{X} \Rightarrow \text{Cl, Br, I, Me} \Rightarrow \text{Be, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Mn, NH}_4, \text{Cu}$

$\text{Me}(\text{NO}_3)_n \text{ Me} \Rightarrow \text{Be, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Mn, NH}_4, \text{Cu, Hg, Ag}$ – 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.

Определим ступени гидролиза $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

I. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3$ 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. $\text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{HNO}_3$

$(\text{AlOH})^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{Al}(\text{OH})_2)^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

$(\text{AlOH})^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{Al}(\text{OH})_2)^+ + \text{H}^+$

III. $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{HNO}_3$

$(\text{Al}(\text{OH})_2)^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

$\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}^+$

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.

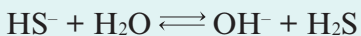
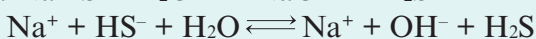
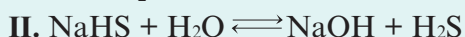
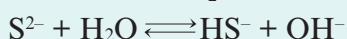
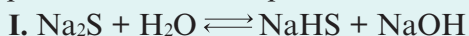
Из этого примера можно сделать такой вывод, что при гидролизе солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами, гидролиз обуславливается катионом (вот почему гидролиз таких солей называют гидролизом по катиону), среда реакции бывает кислой, лакмус окрашивается в красный цвет.

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.



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 остатка, 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.



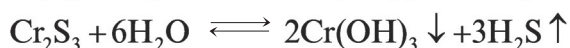
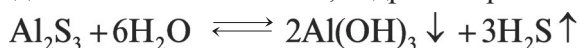
С увеличением концентрации скопившихся ионов OH^- равновесие смещается влево. Поэтому гидролиз протекает только на 1-ой ступени.

4. Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами $((NH_4)_2S$, $(NH_4)_2CO_3$, $HCOONH_4$, CH_3COONH_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.

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 оснований и кислоты, гидролиз протекает до конца.



Факторы, влияющие на гидролиз

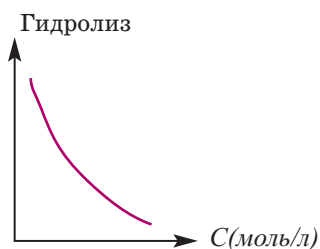
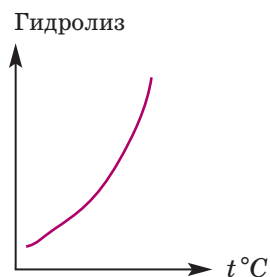
Влияние температуры. Усиление гидролиза при нагревании раствора нормальной соли объясняется возрастанием диссоциации воды, являющейся эндотермическим процессом.



Наоборот, при охлаждении раствора соли гидролиз ослабевает.

Влияние концентрации раствора. При увеличении концентрации раствора соли (т.е. при добавлении одной и той же соли) гидролиз ослабевает.

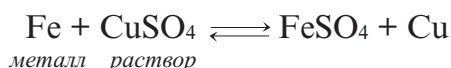
Значит, для усиления гидролиза нормальной соли одновременно следует уменьшить концентрацию раствора (путем добавления воды) и увеличить температуру. Эти последовательности выражены посредством представленных графиков.



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.

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.



В ряду электрохимической напряженности металлов начиная с Mg, каждый металл вытесняет следующие после него металлы из водного раствора их солей. Щелочные (Li, Na, K) и щелочноземельные металлы (Ca, Sr, Ba) не вытесняют ни один металл из водного раствора их солей, так как они, в первую очередь, вступая в реакцию с водой, выделяют H_2 .

Степень гидролиза. Для количественной характеристики гидролиза солей используют понятие степень гидролиза (α_r).

Степень гидролиза (α_r) равна отношению числа подвергнутых гидролизу молекул (n_r) к их исходному числу (N_r), то есть:

$$\alpha_r = \frac{n_r}{N_r} \quad \text{или} \quad \alpha_r = \frac{n_r}{N_r} \cdot 100\%$$

По мере повышения температуры степень гидролиза возрастает. Причиной этого является усиление диссоциации воды под действием температуры. Если в кислую среду, образованную в результате гидролиза, добавить кислоту, а в основную среду добавить щелочь, степень гидролиза уменьшится.



1. Что называют гидролизом?

2. Определите соответствие.

Среда, образованная при растворении
в воде соли:

- 1) нейтральная
- 2) кислая
- 3) щелочная

- | | |
|----------------------------|---|
| a) K_3PO_4 | b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ |
| c) ZnCl_2 | d) Na_2SO_4 |
| e) CuSO_4 | f) Na_2CO_3 g) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ |

3. Определите соответствие.

Среда, образованная при растворении в воде 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:

- | | | |
|------------------|---------------------------------|-------------------------------|
| 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:

- | | | |
|------------------|-------------------------------|---------------------------------|
| 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:

- | | | | |
|---------------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|-----------------------------|
| 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,
так и по катиону | f) CuSO_4 | g) K_3PO_4 | |

7. Какими ионами могут быть X^+ и A^{2-} ?

- | | X^+ | A^{2-} |
|---|------------------|--------------------|
| $\text{X}_2\text{A} \rightleftharpoons 2\text{X}^+ + \text{A}^{2-}$ | 1) Na^+ | CO_3^{2-} |
| $\text{A}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HA}^- + \text{OH}^-$ | 2) K^+ | SO_4^{2-} |
| | 3) Na^+ | SO_3^{2-} |
| | 4) K^+ | NO_3^- |
| | 5) Na^+ | S^{2-} |

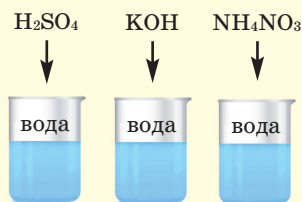
8. Определите соответствие.

В водном растворе соли:

- | | | |
|--|---------------------------------|-------------------------------|
| 1) катион подвергается гидролизу | a) Na_2S | b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ |
| 2) анион подвергается гидролизу | c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | d) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ |
| 3) гидролизу подвергается
и анион, и катион | e) Na_3PO_4 | f) ZnCl_2 |
| | g) MgSO_4 | |



Возьмите три химических стакана. В каждый из этих стаканов налейте на $1/3$ воды. Затем в первый стакан тонкой струей, размешивая, добавьте 3–4 мл концентрированной серной кислоты, во второй стакан – чайную ложку гидроксида калия, а в третий стакан – столовую ложку аммонийной селитры, и каждый раствор в отдельности помещивайте стеклянной палочкой. Поставьте раствор аммонийной селитры на мокрую дощечку. Проверьте каждый химический стакан руками. Что вы наблюдаете?



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 KOH 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.**

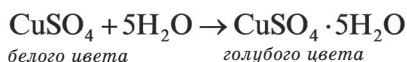
Если растворять аммонийную селитру (нитрат аммония) (NH_4NO_3) в тонкостенном стакане, поставленном на мокрую дощечку, то наблюдается столь сильное охлаждение, что стакан даже примерзает к ней. Почему при растворении веществ в воде в одних случаях наблюдается процесс разогревания, а в других – охлаждения? 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 теплоты – это один из признаков химической реакции. Следовательно, **при растворении происходит и химическая реакция.** Например, молекулы серной кислоты реагируют с молекулами

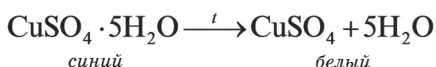
воды и образуются соединения состава $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (моногидрат серной кислоты) и $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (дигидрат серной кислоты). Иными словами, молекула серной кислоты присоединяет одну или две молекулы воды. Взаимодействие молекул серной кислоты с молекулами воды относится к реакциям гидратации, а вещества, которые при этом образуются, называются **гидратами**. Процесс же гидратации является экзотермическим.

При растворении твердых веществ (солей, щелочей и др.) в воде происходят как физический, так и химический процессы. Если энергии гидратации бывает больше энергии, которая тратится на разрушение кристаллической решетки вещества, то 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 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.



При прокаливании медного купороса (кристаллогидрат сульфата меди(II)) происходит выделение (дегидратация) воды.



Кристаллические вещества, в состав которых входит химически связанная вода, называются кристаллогидратами, а воду, входящую в состав кристаллов, называют кристаллизационной водой.

Кристаллогидраты		Гидраты
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	железный купорос	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	природный гипс	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	кристаллическая сода	
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	глауберова соль	
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	горькая соль	
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	медный купорос (синий камень)	

При изучении процессов гидратации нужно выяснить вопрос: с какими частицами вода вступает в реакцию?

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 так же, 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 $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$ с голубой окраской и бесцветные 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 (H_3O^+) или оксоний.**

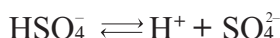
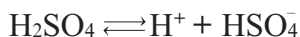
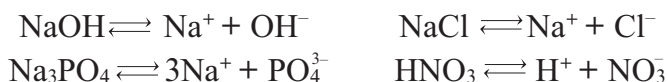


В краткой форме $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$

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:





1. Кем были разработаны теоретические основы процесса гидратации?
2. При растворении в воде каких веществ в растворе образуются ионы с донорно-акцепторной связью?



3. Какие выражения верны для процесса растворения?
 - a) Растворение большинства солей – эндотермический процесс.
 - b) Гидратация ионов – экзотермический процесс.
 - c) Распространение ионов в растворе – физическое явление.
 - d) Растворение в воде щелочей – экзотермический процесс.
 - e) Растворение галогеноводородов – эндотермический процесс.

4. Определите соответствие.

- | | |
|-----------------------------|----------------------------|
| 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 .
8. Определите n , если в кристаллогидрате $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ $N(\text{O})/N(\text{общих атомов}) = 3/7$.
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.

$$M_r(\text{FeSO}_4)=152 \quad M_r(\text{H}_2\text{O})=18$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3)=106 \quad M_r(\text{H}_2\text{O})=18$$

ПОЯСНЕНИЕ ЗАДАНИЙ ПО РАЗДЕЛУ

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.

Задача 2. При полной диссоциации 1 моля каких солей образуется наибольшее и одинаковое 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.

Задача 3. Определите соответствие.

**Число ступеней
диссоциации солей**

- | | | |
|---------|--|--|
| 1) две | a) Na_2SO_4 | b) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ |
| 2) одна | c) $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$ | e) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ |
| 3) три | d) $\text{Cr}(\text{NO}_3)\text{Cl}_2$ | |

Решение: Как вам известно, гидро- и гидроксосоли, т.е. пункты «с» и «е», диссоциируют двуступенчато, нормальные, двойные и смешанные соли, соответственно, пункты «а» и «д» – одноступенчато, дигидро- и дигидроксосоли – пункт «b» – трехступенчато. Чтобы ответить на такие вопросы, в первую очередь, следует знать вид соли.

Задача 4. 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 5. 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:

$$\alpha = \nu_{\text{дис.}} / \nu_{\text{общ.}} \quad \text{или} \quad \alpha = (\nu_{\text{дис.}} / \nu_{\text{общ.}}) \cdot 100\%$$

$\nu_{\text{общ.}}$ — общее растворенное молярное количество вещества.

$\nu_{\text{дис.}}$ — диссоциированное молярное количество вещества.

Задача 6. 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: $\nu_{(\text{ион})\text{общ.}} = 1,204 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = 2$ моль

Предположим, что было диссоциировано x молей NaOH.



Тогда: $\alpha = (\nu_{\text{дис.}} / \nu_{\text{общ.}}) \cdot 100\% = (1/1,25) \cdot 100 = 80\%$

Задача 7. Вычислите в процентах степень диссоциации кислоты.

Диссоциированная HNO ₃	
Исходное количество моль	Количество молекул, подвергшихся диссоциации
0,2	$9,632 \cdot 10^{22}$

Решение:

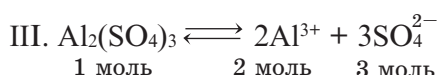
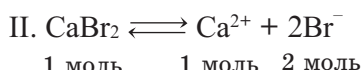
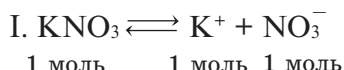
$$\nu_{\text{дис.}} = \frac{N(\text{молекул})}{N_A} = \frac{9,632 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,16 \text{ моль}$$

$$\alpha = \frac{\nu_{\text{дис.}}}{\nu_{\text{общ.}}} \cdot 100\% = \frac{0,16}{0,2} \cdot 100\% = 80\%$$

Задача 8. Определите ряд возрастания электрической проводимости растворов.

1 л 1 М KNO ₃ раствор	1 л 1 М CaBr ₂ раствор	1 л 1 М 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

Задача 9. 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: I < II < III

Задача 10. Определите соли X, Y, Z.

X	Y	Z
A) ZnCl ₂	NaNO ₃	Na ₂ S
B) ZnCl ₂	Na ₂ S	NaNO ₃
C) CaCl ₂	Na ₂ S	Na ₂ SO ₄
D) Ba(NO ₃) ₂	Na ₂ S	NaNO ₃
E) ZnCO ₃	NaNO ₃	Na ₂ S

Соли	Среда, образованная в водном растворе		
	кислая	щелочная	нейтральная
X	+	–	–
Y	–	–	+
Z	–	+	–

Решение: X ⇒ должен быть солью, образованной от сильной кислоты и слабого основания: **ZnCl₂**

Y ⇒ должен быть солью, образованной от сильной кислоты и сильного основания: **NaNO₃**

Z ⇒ должен быть солью, образованной от сильного основания и слабой кислоты: **Na₂S**.

Тогда ответ будет: **A**

Растворимость 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 ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Р – растворяется, М – мало растворяется, Н – не растворяется,
черточка – разлагается при взаимодействии с водой или не существует

ТОЛКОВЫЙ СЛОВАРЬ

Ангидриды – оксиды, образующие кислоту в результате взаимодействия с водой. Их также называют кислотными оксидами. Примерами ангидридов являются неметаллические оксиды, а также оксиды некоторых тяжелых металлов, проявляющих высокую валентность.

Ангидрид (*обезвоженная соль*) – соль, из которой выведена кристаллизационная вода.

Атом (*от греч. «atomos» – означает «неделимый»*) – наименьшая химически неделимая частица химического элемента, содержащая в себе свойства элемента и способная к свободному существованию в нейтральном состоянии.

Гидроксоний (*оксоний, гидроний*) [H_3O^+] – комплексный ион, соединение протона (иона водорода) с молекулой воды. Водородные ионы в водных растворах кислот существуют в виде гидратированных, а в спиртовых растворах – в виде сольватированных ионов гидроксония. Гидроксоний можно рассматривать как гидратированный ион водорода (протон).

Диполь (*от греч. «polos» – означает «полюсный»*) – диполем называется электронейтральная система, обладающая полюсами с положительным и отрицательным электрическим зарядом, полярные молекулы или электрические центры тяжести которых не накладываются друг на друга. Расстояние между дипольными полюсами называют длиной диполя или дипольным расстоянием. Дипольная длина характеризуется степенью полярности молекулы. Чем больше будет дипольная длина, тем больше будет полярность молекулы. Произведение электрического заряда (e) на длину диполя называют дипольным моментом.

Донор (*от лат. «donare» – означает «дарить»*) – атом или ион (один из атомов в свободной молекуле), который при образовании химической связи предоставляет принадлежащую ему электронную пару другому атому для заполнения пустой орбитали. Атом и ион, который получает этот электрон, называют акцептором.

Донорно-акцепторная связь (*координационная связь*). Связь, образованная в результате заполнения пустой орбитали атома или иона (акцептор) за счет предоставления электрона другим взаимодействующим атомом (донор). Больше всего донорно-акцепторная связь возникает при образовании комплексных ионов.

Ингибиторы (от лат. «*inhibere*» – означает «замедлять») – вещества, замедляющие или препятствующие ходу химических реакций.

Индикаторы (от лат. «*indicator*» – означает «показатель») – органические и неорганические вещества, изменяющие цвет в зависимости от среды реакции (значения pH). Например, метилоранж, фенолфталеин, лакмус и др. являются кислотно-щелочными индикаторами.

Интерметаллические соединения – соединения, не соответствующие валентности, образованной в результате взаимодействия металлов друг с другом. В отличие от обычных химических соединений, такие соединения не подчиняются стехиометрии, законам постоянства состава и геометрического соотношения. Они относятся к классу соединений с «металлической связью» и вследствие этого, также называются «металлическими соединениями».

Ион (от греч. «*ion*» – означает «двигающийся») – заряженные частицы, образованные при потере или присоединении к себе электрона атомами или группой атомов. Отрицательно заряженные ионы под действием проходящего через раствор электрического тока двигаются в сторону положительного полюса (анода), а положительно заряженные ионы – в сторону отрицательного полюса (катода). Вот почему отрицательно заряженные ионы называются анионами, а положительно заряженные ионы – катионами. Заряд катионов отмечается положительным знаком «+» (Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}), а заряд анионов – отрицательным знаком «-» (Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- и др.).

Ионизация – образование ионов от нейтрального атома или молекулы. Это процесс отщепления от атома или присоединения к атому электрона. В результате ионизации образуются положительно заряженные и отрицательно заряженные ионы. Ионизация происходит под действием ударов электронов, атомов, в результате воздействия рентгеновских и ультрафиолетовых лучей. Энергия, необходимая для отрыва от атома или присоединения к атому электрона, называется энергией ионизации. Ионизация эндотермический процесс.

Кристалл (от греч. «*krystallos*» – лед, горный хрусталь, кристалл) – твердое тело, обладающее многогранной природной формой. В кристалле атомы, ионы и молекулы образуют в пространстве кристаллическую решетку. По расположению атомов кристаллы бывают симметричными, а по физическим свойствам – анизотропными. Свойства кристаллов зависят от распределения в них атомов и характера межатомной связи.

Кристаллическая решетка – геометрическая фигура, образованная в результате циклично повторяющегося строго определенного расположения в трех измерениях атомов, ионов и молекул кристаллического вещества. Точки расположения частиц (атомов, ионов и молекул) называют узлами кристаллической решетки.

Кристаллогидраты – кристаллы, выделяющиеся из раствора вместе с определенным количеством молекул воды. В зависимости от условий, молекула одной и той же соли может кристаллизоваться вместе с различным количеством молекул воды. Большинство солей, кислот и оснований выпадают в осадок из раствора в виде кристаллогидратов.

Метилоранж – гелиантин – один из азокрасителей: его водный раствор используется в аналитической химии в качестве индикатора. В кислой среде метилоранж приобретает красный, а в щелочной среде – желтый цвет.

Поляризация – смещение местами в отношении друг друга под действием внешнего электрического поля ядра атома в молекуле или ионе и электронной оболочки.

Промоторы (*от лат. «proponeo» – выдвигать вперед*) – вещества, которые при их добавлении в катализаторы усиливают их активность, избирательность и устойчивость. Если добавить в катализаторы с малой или отсутствующей каталитической активностью небольшое количество промотора, то такие катализаторы называют промотированными катализаторами. Например, для того, чтобы окислить оксид серы (IV) до оксида серы (VI), используемый для этого катализатор оксид ванадия (V) промотировывается оксидами щелочных металлов.

Радиус атома – величина, характеризующая примерный размер атома, в нейтральных атомах – расстояние от ядра до внешнего энергетического уровня. В кристаллах радиусом атома является половина расстояния между ядрами двух соседних атомов.

Электролиз – при пропускании через расплав или раствор электролита постоянного электрического тока хаотическое движение ионов урегулируется и, подвергаясь на электродах окислительно-восстановительному процессу, собираются в виде свободного вещества. Такое явление называется электролизом. При электролизе на катоде к иону присоединяется электрон и происходит процесс восстановления, а на аноде ион теряет электрон и происходит процесс окисления. В химической промышленности электролиз применяется при получении мно-

гих металлов, щелочей, хлора, водорода, кислорода, ряда органических соединений. Электролиз также является одним из методов количественного анализа, он применяется в гальванотехнике для получения различных покрытий и зарядки аккумуляторов.

Электролитическая диссоциация – процесс расщепления молекулы электролита (кислота, щелочь, соль) на ионы при плавлении или растворении. Такое расщепление происходит в результате воздействия на молекулу электролита полярной молекулы растворителя (воды). Электролитическая диссоциация – обратимый процесс.

Энтропия – функция состояния в системе термодинамики. Впервые термин был введен в науку в 1865-ом году Р.Клаузиусом.

BURAXILIŞ MƏLUMATI

KİMYA 8

Ümumtəhsil məktəblərinin 8-ci sinfi üçün

Kimya fənni üzrə

DƏRSLİK

(Rus dilində)

Tərtibçi heyət:

Müəlliflər

Mütəllim Məhərrəm oğlu Abbasov
Vaqif Məhərrəm oğlu Abbasov
Abel Məmmədali oğlu Məhərrəmov
Rəfiqə Əlirza qızı Əliyeva
Sevinc Rafik qızı Hacıyeva
Günay Dilqəm qızı Quliyeva
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

Pərvin Quliyeva

© Azərbaycan Respublikası Təhsil Nazirliyi (qrif nömrəsi: 2019-120)

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 70x100/16.

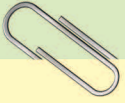
Səhifə sayı 200. Ofset kağızı. Ofset çapı.

Tiraj 11159. Pulsuz. Bakı–2019.

«Aspoliqraf LTD» MMC

Bakı, AZ 1052, F.Xoyski küç., 149

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!

