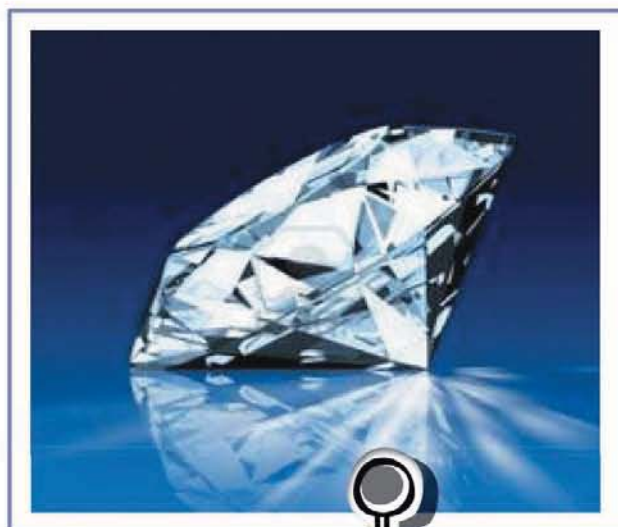
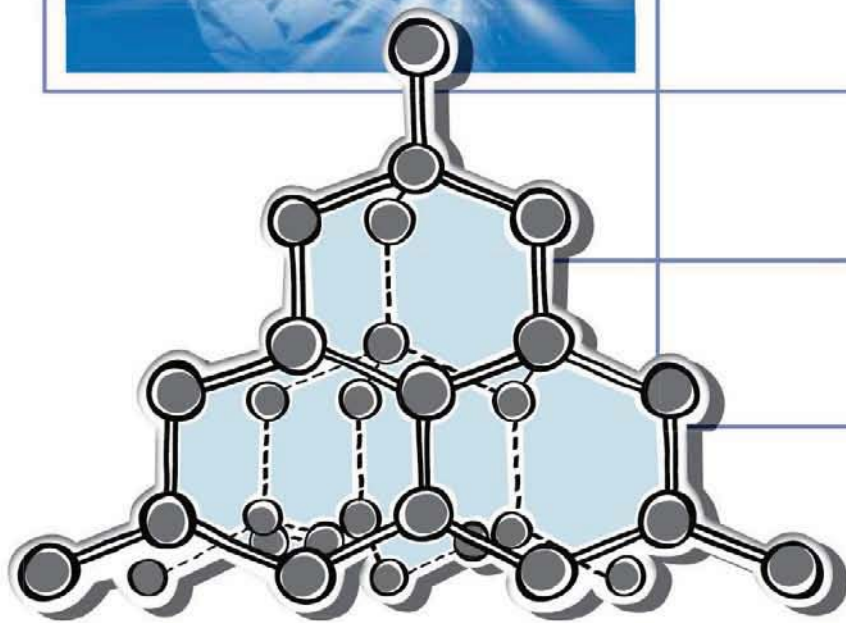


Химия



C⁶_{12,01115}
Углерод

Si¹⁴_{28,086}
Кремний



9

БАЗОВЫЙ
УРОВЕНЬ

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721
Г12

Учебник (6-е издание, стереотипное соответствует 5-му, переработанному) допущен к использованию при реализации имеющих государственную аккредитацию образовательных программ начального общего, основного общего, среднего общего образования организациями, осуществляющими образовательную деятельность, в соответствии с Приказом Министерства просвещения Российской Федерации № 858 от 21.09.2022 г.

Издание выходит в pdf-формате.

Габриелян, Олег Сергеевич.

Г12 Химия : 9-й класс : базовый уровень : учебник : издание в pdf-формате / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — 6-е изд., стер. — Москва : Просвещение, 2024. — 223, [1] с. : ил.

ISBN 978-5-09-116483-1 (электр. изд.). — Текст : электронный.

ISBN 978-5-09-110655-8 (печ. изд.).

Учебник «Химия. 9 класс. Базовый уровень» завершает новую линию учебников химии О. С. Габриеляна, И. Г. Остроумова и С. А. Сладкова для основной школы. Он способствует развитию универсальных учебных действий, предметных, экспериментальных и расчётных умений и навыков. Это позволяет эффективно подготовиться к сдаче ОГЭ по химии тем выпускникам основной школы, которые выберут такой экзамен.

Учебник создан в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта основного общего образования, утверждённого Приказом Министерства просвещения № 287 от 31.05.2021 г.

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721

ISBN 978-5-09-116483-1 (электр. изд.)
ISBN 978-5-09-110655-8 (печ. изд.)

© АО «Издательство «Просвещение», 2019, 2023
© Художественное оформление.
АО «Издательство «Просвещение», 2019
Все права защищены

Оглавление

Предисловие	3
Глава I. Обобщение знаний по курсу 8 класса. Химические реакции	5
§ 1. Классификация неорганических соединений	6
§ 2. Классификация химических реакций	12
§ 3. Скорость химических реакций. Катализ	19
Выводы к главе I	24
Глава II. Химические реакции в растворах	25
§ 4. Электролитическая диссоциация	26
§ 5. Основные положения теории электролитической диссоциации	31
§ 6. Химические свойства кислот как электролитов	35
§ 7. Химические свойства оснований как электролитов	42
§ 8. Химические свойства солей как электролитов	46
§ 9. Гидролиз солей	49
Практическая работа 1	
Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»	52
Выводы к главе II	53
Глава III. Неметаллы и их соединения	55
§ 10. Общая характеристика неметаллов	56
§ 11. Общая характеристика элементов VIIA-группы — галогенов	62
§ 12. Соединения галогенов	68
Практическая работа 2	
Изучение свойств соляной кислоты	72
§ 13. Общая характеристика элементов VIA-группы — халькогенов. Сера	73
§ 14. Сероводород и сульфиды	77
§ 15. Кислородные соединения серы	81
Практическая работа 3	
Изучение свойств серной кислоты	86
§ 16. Общая характеристика элементов VA-группы. Азот	87
§ 17. Аммиак. Соли аммония	90
Практическая работа 4	
Получение аммиака и изучение его свойств	94
§ 18. Кислородные соединения азота	95
§ 19. Фосфор и его соединения	100
§ 20. Общая характеристика элементов IVA-группы. Углерод	104
§ 21. Кислородные соединения углерода	110
Практическая работа 5	
Получение углекислого газа. Качественная реакция на карбонат-ионы	115
§ 22. Углеводороды	116
§ 23. Кислородсодержащие органические соединения	119

§ 24. Кремний и его соединения	123
§ 25. Силикатная промышленность	128
§ 26. Получение неметаллов	133
§ 27. Получение важнейших химических соединений неметаллов	137
Выводы к главе III	142
Глава IV. Металлы и их соединения	143
§ 28. Общая характеристика металлов	144
§ 29. Химические свойства металлов	149
§ 30. Общая характеристика элементов IА-группы	154
§ 31. Общая характеристика элементов IIА-группы	159
§ 32. Жёсткость воды и способы её устранения	164
<i>Практическая работа 6</i>	
Жёсткость воды и способы её устранения	166
§ 33. Алюминий и его соединения	167
§ 34. Железо и его соединения	172
<i>Практическая работа 7</i>	
Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»	177
§ 35. Коррозия металлов и способы защиты от неё	178
§ 36. Металлы в природе. Понятие о металлургии	183
Выводы к главе IV	190
Глава V. Химия и окружающая среда	191
§ 37. Химический состав планеты Земля	192
§ 38. Охрана окружающей среды от химического загрязнения	198
Выводы к главе V	202
Глава VI. Обобщение знаний по химии за курс основной школы. Подготовка к Основному государственному экзамену (ОГЭ)	203
§ 39. Вещества	204
§ 40. Химические реакции	208
§ 41. Основы неорганической химии	212
Качественные реакции на ионы и некоторые газообразные вещества	218
Предметный указатель	219
Ответы к расчётным задачам	221

§ 1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



В настоящее время известно 118 химических элементов. Эти элементы образуют более 400 простых веществ и более сотни миллионов сложных. Как разобраться в этом огромном многообразии химических веществ, как разделить их на группы, т. е. классифицировать?

Простыми веществами называют вещества, которые образованы атомами одного химического элемента. Число простых веществ, которое более чем в 4 раза превышает число образующих их химических элементов, объясняется явлением аллотропии.

Для того чтобы ориентироваться в огромном мире **сложных веществ**, т. е. веществ, образованных разными элементами, их классифицируют по различным признакам. Такими признаками могут быть элементный состав веществ, их агрегатное состояние, растворимость в воде и многие другие.

Классификация неорганических соединений по элементному составу

1. Бинарные соединения

Название данной группы соединений (от лат. *binarius* — двойной, состоящий из двух частей) указывает на то, что они образованы атомами двух химических элементов.

Это могут быть атомы элемента-металла и элемента-неметалла, например: NaH — гидрид натрия, Mg_3P_2 — фосфид магния, Al_4C_3 — карбид алюминия. Очевидно, что атомы металла в таких соединениях проявляют положительную степень окисления, атомы неметалла — отрицательную. С учётом степени окисления атомов в бинарных соединениях легко составлять их формулы, а также названия.

При составлении названия бинарного соединения, образованного атомами металла и атомами неметалла, к основе русского или латинского названия неметалла добавляют окончание *-ид*. Рядом с получившимся словом пишут название металла в родительном падеже:

$\begin{matrix} +2 & -1 \\ \text{Ca} & \text{H}_2 \end{matrix}$ — гидрид кальция

$\begin{matrix} +1 & -3 \\ \text{K}_3 & \text{P} \end{matrix}$ — фосфид калия

$\begin{matrix} +2 & -4 \\ \text{Mg}_2 & \text{Si} \end{matrix}$ — силицид магния

$\begin{matrix} +3 & -3 \\ \text{Al} & \text{N} \end{matrix}$ — нитрид алюминия

Такие бинарные соединения, как галогениды металлов (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), сульфиды, селениды и некоторые другие, принято считать солями соответствующих кислот — водородных соединений указанных неметаллов: фтороводородной, хлороводородной, сероводородной и др.

Бинарные соединения могут быть образованы атомами двух химических элементов-неметаллов, например: PCl_5 , SF_6 , CS_2 . На первое место в формулах таких соединений, как правило, ставят неметалл с положительной степенью окисления (т. е. менее электроотрицательный элемент в данной паре), на второе — с отрицательной степенью окисления (т. е. более электроотрицательный

элемент). Название соединения также начинают с наименования более электроотрицательного неметалла с добавлением суффикса *-ид*, затем в родительном падеже указывают название неметалла, стоящего в формуле на первом месте:

$\overset{+4}{S}\overset{-1}{Cl}_4$ — хлорид серы(IV)

$\overset{+5}{P}\overset{-2}{S}_5$ — сульфид фосфора(V)

$\overset{+3}{B}\overset{-3}{N}$ — нитрид бора

Особую группу бинарных соединений двух неметаллов составляют так называемые летучие водородные соединения; с некоторыми из них вы познакомились в 8 классе. Чаще всего им дают исторически сложившиеся, или *тривиальные*, названия (H_2S — сероводород, NH_3 — аммиак, PH_3 — фосфин, BH_3 — боран). Водные растворы летучих водородных соединений элементов VIIA- и VIA-групп (кроме H_2O) относят к **бескислородным кислотам**. Названия этих кислот образуют от названия неметалла плюс слово «водородная» плюс слово «кислота», например:

HCl — хлороводородная кислота

H_2S — сероводородная кислота

Наиболее значимые бинарные соединения — **оксиды**. Их выделяют в отдельный класс химических соединений (*вспомните, какие вещества называют оксидами*).

По своему характеру оксиды подразделяют на основные, амфотерные и кислотные. Все вместе они составляют группу солеобразующих оксидов.

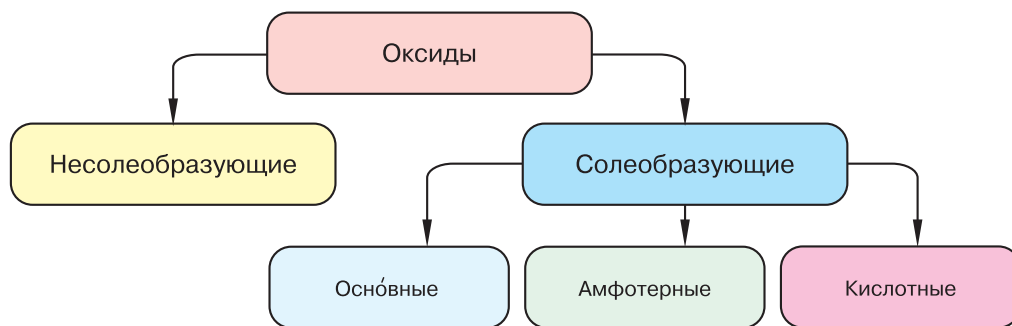
Солеобразующими оксидами называют оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или щелочами с образованием соли и воды.

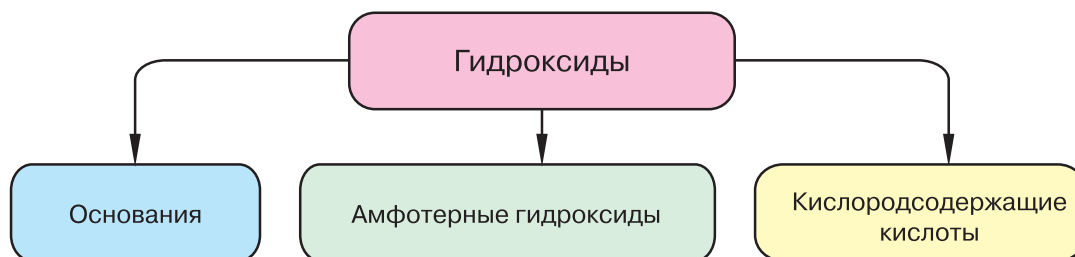
Помимо солеобразующих оксидов, существует группа их химических антонимов — оксиды несолеобразующие.

Несолеобразующими оксидами называют оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов не так много. Это оксиды неметаллов, такие как CO , NO , N_2O , SiO . Классификация оксидов представлена на схеме 1.

Схема 1





2. Многоэлементные соединения

Гидроксиды. Гидроксиды — это продукты прямого или косвенного соединения оксидов с водой. Их подразделяют на три класса (схема 2).

К **основаниям** относят гидроксиды металлов IА-группы (щелочных металлов) и IIА-группы (кроме бериллия), а также некоторых других металлов в низших степенях окисления. Примеры оснований — гидроксид натрия NaOH , гидроксид кальция Ca(OH)_2 , гидроксид железа(II) Fe(OH)_2 .

Амфотерные гидроксиды характерны для гидроксидов металлов, как правило, в степенях окисления +2, +3, +4. Примеры амфотерных соединений — гидроксид бериллия Be(OH)_2 , гидроксид железа(III) Fe(OH)_3 , гидроксид олова(IV) Sn(OH)_4 .

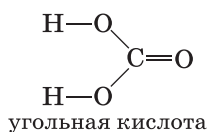
Формулы гидроксидов составить просто: число гидроксильных групп, связанных с атомом металла, равно его степени окисления (валентности), например:

+1
 LiOH — гидроксид лития, основание

+2
 Mg(OH)_2 — гидроксид магния, основание

+3
 Al(OH)_3 — гидроксид алюминия, амфотерный гидроксид

К гидроксидам также относят **кислородсодержащие кислоты**, которые образуются неметаллами и металлами в высших степенях окисления (+5, +6, +7). Их формулы на первый взгляд не похожи на формулы гидроксидов: H_3BO_3 , H_2CO_3 , H_2CrO_4 . Увидеть в их составе гидроксильные группы позволяют структурные формулы этих веществ:



Соли. Это самый большой класс неорганических соединений. Напомним, что солями называют соединения, состоящие из ионов металла (или ионов аммония NH_4^+) и ионов кислотного остатка. При этом анион может представлять собой кислотный остаток как кислородсодержащей кислоты (например, NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}), так и бескислородной (например, Cl^- , S^{2-}).

Соли можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла. Если в многоосновной кислоте замещены все атомы водорода, то соль называют **средней солью**:

MgSO_4 — сульфат магния

Na_2CO_3 — карбонат натрия

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфат кальция

Существуют соли многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены атомами металла. Такие соли называют **кислыми солями**. В названиях кислых солей число атомов водорода, оставшихся незамещёнными в кислотном остатке, обозначают префиксами *гидро-* или *дигидро-*, например:

NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия

KHSO_4 — гидросульфат калия

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция

Соли можно рассматривать также как продукт замещения гидроксильных групп в основаниях или амфотерных гидроксидах кислотным остатком. Такое замещение может быть полным (в средних солях) или неполным. В последнем случае соли называют **основными солями**, например:

MgOHCl — гидроксохлорид магния

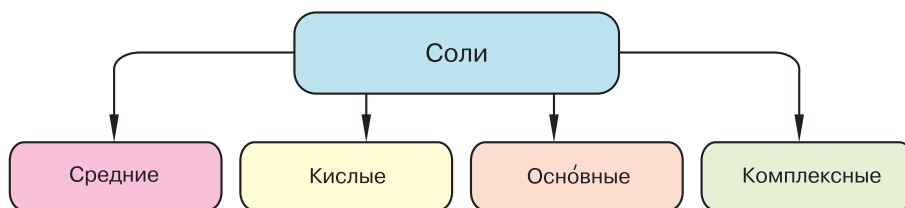
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидрокарбонат меди(II)

На наличие в составе соли гидроксильной группы указывает префикс *гидроксо-* в названии вещества.

Комплексные соли состоят из простого иона и сложного (комплексного) иона, который в формулах заключается в квадратные скобки. Например: $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

Классификацию солей по составу иллюстрирует схема 3.

Схема 3



Классификация неорганических соединений по агрегатному состоянию

При характеристике вещества часто указывают его агрегатное состояние. Вещества могут существовать в трёх агрегатных состояниях — **газообразном**, **жидком** и **твёрдом**.

Охарактеризуйте агрегатное состояние вещества воды. Вы, скорее всего, скажете, что вода — это жидкость. Но ведь вода может представлять собой и водяной пар (газ), и лёд (твёрдое вещество). Тем не менее вы окажетесь правы: при характеристике вещества указывают его агрегатное состояние при определённых условиях. Как правило, это *нормальные условия* — давление 10^5 Па и температура 0°C или *стандартные условия* — давление 10^5 Па и температура 25°C .

Большинство твёрдых веществ — это **кристаллические вещества**, т. е. расположение в пространстве составляющих их частиц (ионов, атомов, молекул) строго упорядочено. Если соединить точки расположения этих частиц воображаемыми линиями, получается пространственная структура, называемая *кристаллической решёткой*.

Существуют вещества настолько вязкие, что они сохраняют свою форму очень долгое время. Значит, их можно считать твёрдыми. Однако, как и в жидкостях, расположение частиц в них не упорядочено. Такие твёрдые

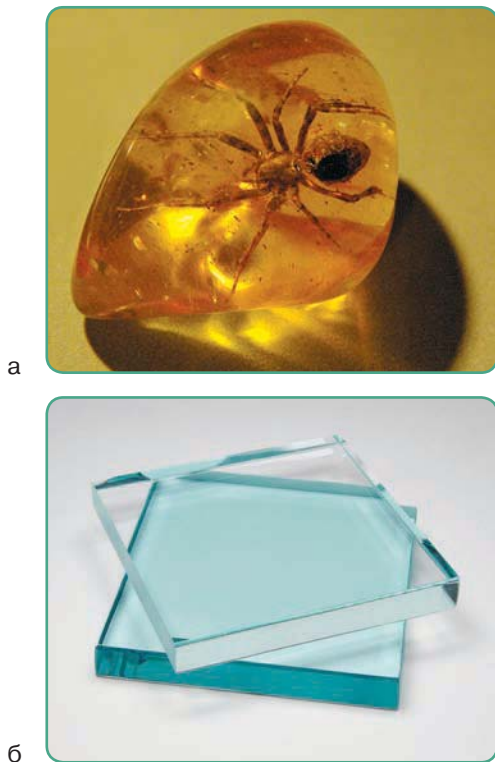


Рис. 1. Примеры аморфных веществ:
а — янтарь; б — стекло

вещества называют **аморфными веществами**. К ним относят янтарь, парафин, стекло, многие пластмассы (рис. 1). Как же отличить их от кристаллических веществ? Если аморфное вещество нагревать, то оно постепенно размягчается, становится всё более текучим, пока не превратится в типичную жидкость. Следовательно, у аморфных веществ нет определённой температуры плавления, и резкой границы между аморфными и жидкими веществами не существует. Кристаллические же вещества характеризуются точной температурой плавления, при которой они переходят из твёрдого агрегатного состояния в жидкое.

Классификация неорганических соединений по растворимости в воде

Способность кислот, солей и оснований растворяться в воде можно определить по таблице растворимости (она расположена на обороте обложки учебника). В соответствии с общепринятой классификацией по отношению к воде все химические соединения подразделяют на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Растворимые соединения

К этой группе относят вещества, растворимость которых превышает 1 г в 100 г воды. Хорошо растворяются в воде все щёлочи, сильные кислоты, большинство солей щелочных металлов, соли аммония, многие соли сильных кислот. Примеры растворимых соединений: гидроксид калия KOH , азотная кислота HNO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , хлорид аммония NH_4Cl .

Малорастворимые соединения

Растворимость таких веществ составляет от 0,1 до 1 г в 100 г воды. В этот узкий диапазон попадают лишь немногие соли и основания, например: сульфат кальция CaSO_4 , хлорид свинца(II) PbCl_2 , гидроксид кальция Ca(OH)_2 .

Нерастворимые соединения

К этой группе условно относят вещества, растворимость которых менее 0,1 г в 100 г воды. Почему условно? Потому что в воде они хоть и в очень малых количествах, но растворяются. Нерастворимы в воде большинство солей тяжёлых металлов (например, свинца) и солей слабых кислот (например, угольной), многие основания, а также все амфотерные гидроксиды.

В таблице растворимости есть химические соединения, для которых вместо указания на их растворимость в воде стоит прочерк. Что это значит? О растворимости таких соединений говорить не приходится, поскольку при соприкосновении с водой они полностью разлагаются или же не существуют.



Бинарные соединения. Бескислородные кислоты. Оксиды: солеобразующие и несолеобразующие. Гидроксиды: основания, амфотерные гидроксиды, кислородсодержащие кислоты. Соли: средние, кислые, основные, комплексные. Вещества: кристаллические и аморфные

Проверьте свои знания

1. Какие соединения называют бинарными? Какие бинарные соединения называют оксидами? На какие группы подразделяют оксиды? Приведите примеры оксидов каждой группы.
2. Какие гидроксиды называют основаниями? Приведите примеры оснований каждой группы.
3. На какие группы подразделяют кислоты? Приведите примеры кислот каждой группы.
4. Какие соединения называют солями? На какие группы подразделяют соли? Приведите примеры солей каждой группы.
5. Как зависит характер оксидов и гидроксидов химического элемента от значения степени окисления? Приведите примеры.
6. Охарактеризуйте качественный и количественный состав следующих соединений:
 - оксид железа(III)
 - гидроксид алюминия
 - гидрокарбонат кальция
 - гидрокарбонат меди(II)
 - карбонат натрия

Для характеристики качественного состава соединений рассчитайте массовые доли образующих их химических элементов.

Примените свои знания

7. Составьте в электронном виде обобщённую схему классификации веществ по составу, объединив схемы 2—3. Распечатайте полученную схему. Используйте схему для определения принадлежности веществ к тому или иному классу.
8. Распределите перечисленные ниже формулы веществ на четыре группы — оксиды, основания, кислоты, соли: Na_2SO_4 , HI , V_2O_5 , KMnO_4 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, H_2CrO_4 , NiO , CsOH , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Cl_2O , HCN . Дайте названия всех веществ.
9. Вместо слов «гидроксид» и «соль» впишите в схемы формулы соответствующих веществ:
 - а) оксид натрия → гидроксид → соль;
 - б) оксид цинка → гидроксид → соль;
 - в) оксид азота(V) → гидроксид → соль.Укажите характер каждого гидроксида. Назовите соли.
10. Воспользовавшись схемой, составленной при выполнении задания 7, приведите примеры известных вам соединений каждого класса в различных агрегатных состояниях. Совместно с учителем обсудите, в каждом ли классе веществ есть представители, находящиеся при обычных условиях в газообразном, жидком и твёрдом состояниях.

Используйте дополнительную информацию

11. Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Твёрдые вещества, как правило, при нагревании растворяются лучше, газообразные — наоборот. Данные о зависимости растворимости от температуры можно найти в справочниках. Например, для хлорида калия справочные данные таковы:

$t, ^\circ\text{C}$	10	20	30	40	50	60	70	80	90
Растворимость, г/100 г H_2O	31,0	34,0	37,0	40,0	42,6	45,5	48,1	51,1	54,0

Постройте график данной зависимости в координатах растворимость — температура, воспользовавшись офисным приложением Excel.

12. В домашних условиях экспериментально изучите растворимость в воде следующих веществ: соль, сахар, питьевая сода, ванилин, лимонная кислота. Для этого примерно одинаковую массу вещества (например, чайную ложку) пробуйте растворить в определённом объёме воды (например, $\frac{1}{4}$ стакана). Сделайте вывод о растворимости исследуемых веществ.

§ 2. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ



Химические вещества взаимодействуют друг с другом. Как разобраться в огромном многообразии химических превращений? Какие признаки лежат в основе классификации химических реакций?

Классифицировать химические реакции можно по различным признакам: по числу и составу реагентов и образующихся веществ, по тепловому эффекту, по агрегатному состоянию реагирующих веществ, по обратимости процесса, по наличию катализатора.

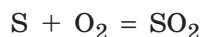
Рассмотрим более подробно классификацию химических реакций по указанным признакам.

Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и образующихся веществ

1. Реакции соединения

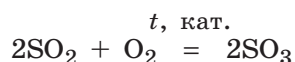
Реакциями соединения называют реакции, при которых из двух или более исходных веществ образуется одно сложное вещество.

В реакциях соединения оба исходных вещества могут быть простыми, как, например, на первой стадии получения серной кислоты из серы:



Сера горит на воздухе голубоватым пламенем, распространяя резкий запах образующегося оксида серы(IV) (рис. 2).

Реакции соединения возможны между простым и сложным веществами. Такая реакция лежит в основе второй стадии получения серной кислоты:



В реакции соединения могут вступать два сложных вещества или более. Кислотный оксид серы(VI) реагирует с водой с образованием серной кислоты:



Существенным признаком этого типа реакций является получение одного сложного вещества из двух и более исходных.

Проведём эффектный опыт.

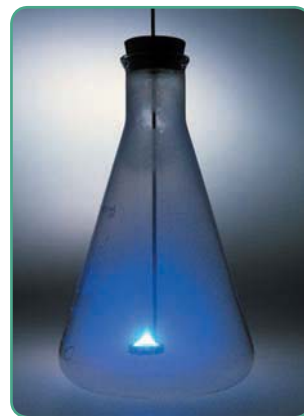


Рис. 2. Горение серы

Лабораторный опыт 1

Одну стеклянную палочку смочите в растворе аммиака, другую — в соляной кислоте. Поднесите палочки друг к другу. Что наблюдаете? Что собой представляет белый дым?

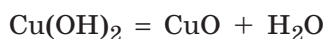
Пары хлороводорода и аммиака взаимодействуют друг с другом, образуя мельчайшие кристаллики ионного соединения — соли хлорида аммония:



2. Реакции разложения

Химическим антонимом реакций соединения являются реакции разложения. Вы можете сформулировать существенный признак этого типа реакций: из одного исходного сложного вещества образуется два или более продукта реакции.

Например, нерастворимые гидроксиды при нагревании разлагаются на оксид и воду:



При нагревании разлагаются и соли. Например, обжигом известняка получают ценный строительный материал — негашёную известь CaO :



3. Реакции замещения

В реакциях замещения атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе.

Взаимодействие соляной или разбавленной серной кислоты с металлами — это пример реакции замещения. Так, металлический цинк легко вытесняет водород из растворов этих кислот (рис. 3):

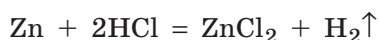
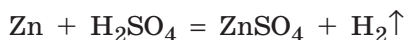
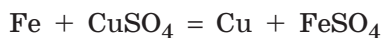


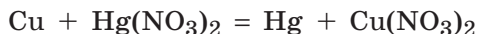


Рис. 3. Взаимодействие цинка с раствором серной кислоты

Если железный гвоздь или металлическую скрепку опустить в раствор сульфата меди(II), поверхность металла изменит свой цвет (рис. 4). Сущность реакции заключается в том, что железо вытесняет медь из раствора соли:



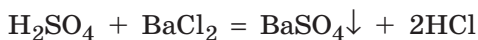
Ещё один пример реакции замещения:



4. Реакции обмена

В таких реакциях два сложных вещества обмениваются составными частями.

Например, серную кислоту в растворе можно обнаружить с помощью характерной реакции с раствором хлорида бария. Признаком наличия серной кислоты в растворе служит образование белого кристаллического осадка нерастворимого в воде сульфата бария, который долго не осаждается из-за очень мелкого размера кристалликов:



Реакцию, с помощью которой определяют наличие того или иного вещества, называют **качественной реакцией** на это вещество.

С помощью хлорида бария проводят качественную реакцию не только на серную кислоту, но и на все её растворимые соли, поскольку сущность данной реакции обмена заключается в образовании нерастворимого осадка сульфата бария в результате взаимодействия ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} :

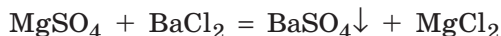
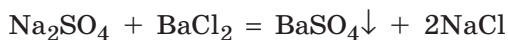
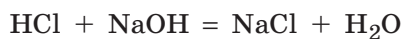
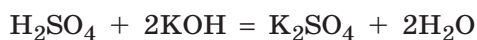


Рис. 4. В растворе сульфата меди(II) железный гвоздь покрывается слоем меди

Существует особый тип реакций обмена, протекающих между растворами сильных кислот и щелочей. Такие реакции приводят к образованию соли и воды; их называют **реакциями нейтрализации**. Происхождение этого названия понятно: при сливании реагентов щёлочь и кислота реагируют друг с другом, и реакция среды образовавшегося раствора становится нейтральной:



Лабораторный опыт 2

Налейте в пробирку 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 1—2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? В пробирку по каплям добавляйте соляную кислоту и встряхивайте содержимое. После добавления очередной порции окраска раствора исчезает. О чём свидетельствует этот факт? Напишите соответствующее уравнение реакции.

Классификация химических реакций по тепловому эффекту

При химических реакциях теплота или выделяется, или поглощается. По этому признаку реакции делят на **экзотермические** (с выделением теплоты) и **эндотермические** (с поглощением теплоты).

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в результате протекания химической реакции, называют её **тепловым эффектом**.

Тепловой эффект обозначают буквой Q и измеряют в килоджоулях (кДж) или килоджоулях в расчёте на один моль какого-либо участника реакции — исходного вещества или продукта (кДж/моль).

Для экзотермических реакций тепловой эффект положителен ($Q > 0$), для эндотермических — отрицателен ($Q < 0$) (рис. 5).

Лабораторный опыт 3

В химический стакан налейте 20 мл 10%-ного раствора серной кислоты. Поместите в стакан термометр, измерьте температуру раствора. Добавьте в стакан 20 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Перемешивая содержимое стакана, наблюдайте за изменением температуры. Сделайте вывод о тепловом эффекте проведённой реакции.

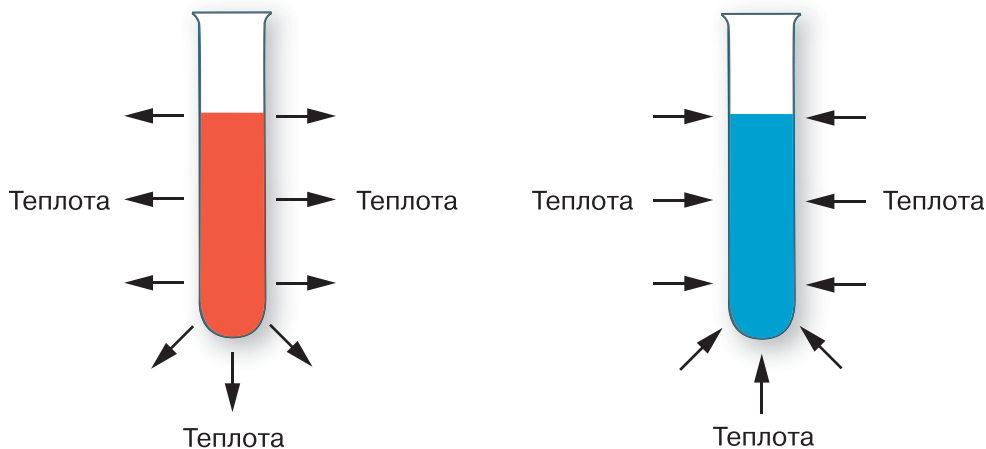


Рис. 5. Тепловой эффект реакций: *слева* — экзотермических; *справа* — эндотермических



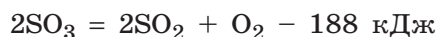
Рис. 6. Реакция горения

Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект, называют **термохимическими уравнениями**. Например:



($Q = 114 \text{ кДж}$ или 57 кДж/моль NaOH ,
 $Q > 0$, реакция экзотермическая)

Экзотермическими являются реакции горения (рис. 6) и большинство реакций соединения. Соответственно почти все реакции разложения сопровождаются поглощением теплоты, т. е. являются эндотермическими, например реакция разложения оксида серы(VI):



($Q = -188 \text{ кДж}$ или -94 кДж/моль , $Q < 0$, реакция эндотермическая)

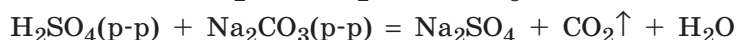
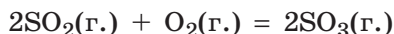
По термохимическому уравнению реакции можно рассчитать количество теплоты, которое выделится или поглотится при её протекании.

Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагентов и продуктов реакции

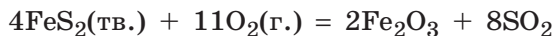
Рассмотрим газообразный аммиак, растворяющийся в воде. В данной системе присутствуют две фазы: газообразная — аммиак и жидкая — раствор аммиака в воде. Поверхность жидкости отделяет одну фазу от другой.

Фазой называется часть системы, имеющая в любой точке одинаковые состав и свойства и отделённая от других фаз границей раздела.

Гомогенные реакции — это реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии (в одной фазе). К ним относятся все реакции между газообразными веществами, а также реакции, протекающие в растворах, например:



Гетерогенные реакции — это реакции, в которых реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах). Так, обжиг пирита протекает на границе раздела двух фаз: твёрдой (пирит) и газообразной (кислород):

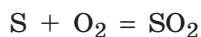


Лабораторный опыт 4

Налейте в пробирку 3 мл раствора серной кислоты, добавьте на кончике шпателя оксида меди(II). Нагрейте пробирку. Какой признак указывает на протекание химической реакции? К какому типу по признаку агрегатного состояния реагентов относится данная реакция? Напишите её уравнение.

Классификация химических реакций по обратимости

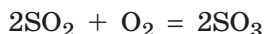
Горение серы на воздухе или в кислороде приводит к образованию оксида серы(IV):



Какие бы манипуляции вы ни проводили с оксидом серы(IV), провести реакцию его разложения на серу и кислород вам не удастся.

Реакции, протекающие только в одном направлении, называют **необратимыми реакциями**.

Иное дело окисление оксида серы(IV) кислородом до оксида серы(VI):



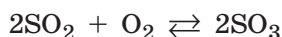
«Зеркальным отражением» этой реакции является обратная реакция:



Оказывается, в процессе производства серной кислоты эти реакции протекают одновременно.

Реакции, которые в одних и тех же условиях протекают в двух взаимно противоположных направлениях, называют **обратимыми**.

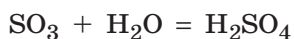
В обратимых реакциях вместо знака равенства часто используют две противоположно направленные стрелки — знак обратимости:



Классификация химических реакций по использованию катализатора

По признаку использования катализатора химические реакции подразделяют на **каталитические** и **некаталитические**.

Например, взаимодействие оксида серы(VI) с водой протекает легко, с высокой скоростью и не требует использования какого-либо катализатора:



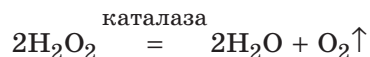
А вот окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI) кислородом — чрезвычайно медленная реакция. Даже при высоких температурах длительное нагревание смеси SO_2 и O_2 не приводит к образованию заметных количеств продукта реакции. Учёным удалось найти вещество, которое служит в данной реакции эффективным катализатором. Это оксид ванадия(V) — V_2O_5 .

Реакции, протекающие с участием биологических катализаторов белковой природы — ферментов, называют **ферментативными реакциями**.

Лабораторный опыт 5

В пробирку налейте 2—3 мл раствора пероксида водорода. Добавьте в неё немного натёртой сырой моркови или картофеля. Что наблюдаете?

Наблюдаемое бурное выделение кислорода — результат работы фермента каталазы, содержащегося почти во всех растительных и животных клетках:



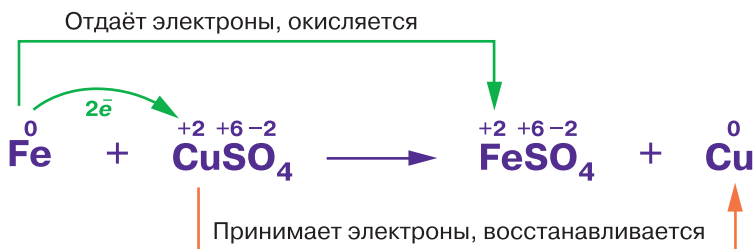
Классификация химических реакций по изменению степеней окисления элементов

Реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления элементов, образующих реагирующие вещества, называют **окислительно-восстановительными реакциями (ОВР)**.

Вещество (элемент в составе этого вещества), принимающее электроны, называют *окислителем*. Принимая электроны, окислитель *восстанавливается*.

Вещество (элемент в составе этого вещества), отдающее электроны, называют *восстановителем*. Отдавая электроны, восстановитель *окисляется*.

На схеме показаны процессы окисления и восстановления, происходящие с веществами в реакции восстановления железом сульфата меди(II):



Реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Качественные реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Тепловой эффект реакции. Термохимическое уравнение. Реакции гомогенные и гетерогенные. Реакции обратимые и необратимые. Реакции каталитические и некаталитические. Ферментативные реакции. Окислительно-восстановительные реакции

Проверьте свои знания

1. Как классифицируют химические реакции по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции? Приведите примеры уравнений таких реакций.
2. Как классифицируют химические реакции по тепловому эффекту? Что такое термохимическое уравнение? Приведите примеры уравнений таких реакций.
3. Как классифицируют химические реакции по агрегатному состоянию реагентов и продуктов реакции? Приведите примеры уравнений таких реакций.
4. Как классифицируют химические реакции по обратимости? Приведите примеры уравнений таких реакций.
5. Как классифицируют химические реакции по использованию катализатора? Приведите примеры уравнений таких реакций.

Примените свои знания

6. Напишите уравнения следующих химических реакций:

- а) оксида кальция с водой;
- б) железа с раствором серной кислоты;
- в) раствора нитрата серебра с раствором хлорида магния.

Определите тип каждой реакции по числу и составу реагентов и продуктов.

7. Разложение карбоната бария представляет собой эндотермический процесс, требующий затрат 267 кДж теплоты на разложение 1 моль соли. Запишите термохимическое уравнение реакции разложения карбоната бария. Напишите уравнение обратной реакции. Как вы думаете, каков её тепловой эффект?

8. По термохимическому уравнению реакции горения углерода



рассчитайте:

- а) количество теплоты, которое выделится при сгорании 54 г углерода;
- б) объём кислорода, израсходованный в реакции горения, если в результате выделилось 2050 кДж теплоты.

9. Закончите уравнения следующих химических реакций:

- а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
- б) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- в) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \dots$
- г) $\text{BaCl}_2 + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \dots$

Укажите гетерогенные и гомогенные реакции, а также окислительно-восстановительные реакции. Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Используйте дополнительную информацию

10. Тепловые эффекты реакций нейтрализации между соляной кислотой и гидроксидом натрия, серной кислотой и гидроксидом калия, азотной кислотой и гидроксидом лития примерно одинаковы. Как вы думаете, почему? Для ответа на вопрос используйте Интернет.

§ 3. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КАТАЛИЗ

Отношение изменения какой-либо величины ко времени, за которое произошло это изменение, называют скоростью. Какие величины используют для расчёта скорости химической реакции?



Обратимся к эксперименту.

Лабораторный опыт 6

В две пробирки налейте по 2—3 мл раствора тиосульфата натрия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора хлорида бария, во вторую — несколько капель соляной кислоты. Что наблюдаете? В чём различие процессов, происходящих в обеих пробирках?

В первой пробирке содержимое мутнеет в момент добавления реагента. Появление осадка — признак протекания химической реакции. Во второй пробирке сразу после добавления реагента никаких изменений не наблюдается. Только спустя некоторое время содержимое пробирки постепенно мутнеет за счёт выпадения осадка. В чём же главное различие протекающих в двух пробирках процессов? Вы скажете: различное время появления осадка — и будете совершенно правы. Значит, реакции в двух пробирках протекают с различной скоростью:

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaS}_2\text{O}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$, реакция идёт быстро;

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, реакция идёт медленно.

Скорость реакции характеризует быстроту процесса образования продуктов реакции или расхода реагентов (поскольку эти процессы взаимосвязаны). Значит, скорость реакции — это изменение какой-либо физической величины в единицу времени. Эта характеристика — концентрация вещества.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации вещества в единицу времени.

Скорость химической реакции рассчитывают по формуле

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t},$$

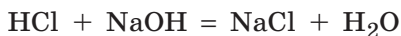
где v — скорость реакции; Δc — изменение концентрации вещества (реагента или продукта); Δt — промежуток времени, за который произошло данное изменение концентрации.

Концентрацию веществ измеряют в единицах количества вещества (моль) в единице объёма (л), т. е. в моль/л. Это так называемая **молярная концентрация**. Если время измерять в секундах, то размерность скорости химической реакции будет такова: моль/л · с.

Факторы, влияющие на скорость реакции

1. Природа реагирующих веществ

Скорости реакций могут очень сильно различаться. Одни вещества реагируют так быстро, что их взаимодействие можно считать практически мгновенным. Например, уже в момент сливания растворов кислоты и щёлочи протекает реакция нейтрализации:



Для завершения других реакций требуется значительное время. К таким процессам относятся, например, брожение виноградного сока, ржавление железа.

Лабораторный опыт 7

В две пробирки налейте по 2—3 мл 10%-ной соляной кислоты. В одну пробирку опустите кусочек железа (стальную скрепку), в другую — такой же кусочек магния. В какой из пробирок выделение пузырьков газа интенсивнее? Почему? Запишите уравнения происходящих реакций.

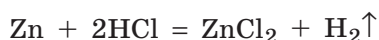
Реакция с магнием протекает быстрее, чем с железом, так как магний более активный металл, о чём свидетельствует его положение в электрохимическом ряду напряжений металлов.

А зависит ли скорость химической реакции кислоты с металлом от природы кислоты?

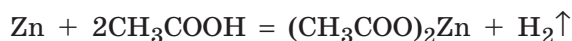
Лабораторный опыт 8

В одну пробирку налейте 2—3 мл соляной кислоты, в другую — 2—3 мл раствора уксусной кислоты такой же концентрации. В каждую из пробирок опустите по одной грануле цинка. В какой из пробирок образование пузырьков газа интенсивнее? Почему?

Соляная кислота относится к сильным кислотам, скорость её взаимодействия с цинком относительно высокая:



Уксусная кислота относится к слабым кислотам, и с металлическим цинком она реагирует медленнее:



2. Температура

Лабораторный опыт 9

В пробирку налейте 5 мл 5%-ного раствора серной кислоты и опустите стальную кнопку. Что наблюдаете?

Нагревайте содержимое пробирки на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Как изменилась скорость реакции?

Вы убедились в том, что с увеличением температуры скорость реакции увеличивается.

3. Концентрация реагирующих веществ

Лабораторный опыт 10

В три пробирки налейте соответственно 1 мл, 3 мл и 5 мл раствора тиосульфата натрия. В первую пробирку добавьте 4 мл воды, во вторую — 2 мл. Во всех трёх пробирках объём растворов одинаков — 5 мл. В какой из пробирок концентрация тиосульфата натрия максимальна, в какой — минимальна? В каждую пробирку добавьте по 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

В первую очередь становится мутным содержимое третьей пробирки, затем осадок появляется во второй пробирке, а в первой пробирке реакция протекает ещё медленнее. Таким образом, скорость химической реакции пропорциональна концентрации реагирующих веществ.

Если в реакции принимают участие газообразные вещества, то увеличение давления также приводит к увеличению скорости химической реакции. Ведь с увеличением давления увеличивается и число частиц газа в единице объёма, что равносильно увеличению его концентрации.

4. Площадь соприкосновения реагирующих веществ

Лабораторный опыт 11

В два химических стакана налейте по 15 мл соляной кислоты. В первый стакан поместите кусочек мрамора величиной с горошину, во второй — такой же кусочек, предварительно измельчённый в ступке. Что наблюдаете?

Если химическая реакция протекает между веществами в различных агрегатных состояниях или двумя несмешивающимися жидкостями, то такую реакцию называют гетерогенной. В гетерогенных реакциях взаимодействие веществ протекает только на границе их соприкосновения, поэтому чем больше площадь соприкосновения реагентов, тем выше скорость реакции. В проведённой реакции площадь соприкосновения мрамора и соляной кислоты увеличивается, если измельчить твёрдый реагент (мрамор).

5. Наличие катализатора



В 1811 г. русский химик Константин Сигизмундович Кирхгоф изучал возможность получения сахаров из крахмала под действием воды. В природе этот процесс происходит в растительных клетках при созревании плодов и прорастании семян. В лабораторных условиях реакция протекала медленно, при длительном кипячении крахмального клейстера. Однажды Кирхгоф добавил в реакционную смесь несколько капель раствора серной кислоты и обнаружил, что реакция завершилась за несколько минут. При этом по окончании реакции количество серной кислоты в растворе не изменилось. Какое открытие совершил учёный? Как бы вы охарактеризовали роль серной кислоты в этой реакции? Предложите своё название наблюдаемому явлению.

Вскоре после работ Кирхгофа была обнаружена способность и других веществ увеличивать скорость химических реакций. Сначала реакции с участием ускоряющих веществ называли контактными, а в 1835 г. шведский химик Й. Я. Берцелиус предложил современные термины — *катализ* и *катализатор*.

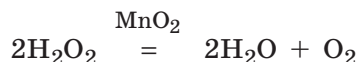
Катализатором называют вещество, которое при добавлении в незначительном количестве существенно изменяет скорость химической реакции, но не входит в состав продуктов. Увеличение скорости химической реакции в присутствии катализатора называют **катализом**.

Катализатор может не только ускорять химическую реакцию, но и направлять её протекание по другому пути, т. е. продукты каталитической и некаталитической реакций могут различаться. Также следует учитывать, что в случае обратимых реакций катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции.

Лабораторный опыт 12

В химический стакан налейте 10 мл раствора пероксида водорода. При комнатной температуре разложение этого вещества происходит очень медленно. Добавьте в стакан на кончике шпателя оксид марганца(IV). Что наблюдаете? Исчез ли чёрный порошок оксид марганца(IV) по окончании реакции?

Оксид марганца(IV) является катализатором разложения пероксида водорода на воду и кислород:



Явление катализа широко используют в химической технологии. Около 90 % всех химических производств основано на каталитических процессах. Неорганические катализаторы используют для обезвреживания выхлопных газов автомобилей. Катализаторы органической природы — **ферменты** — применяют в пищевой промышленности, медицине, кожевенной промышленности и других сферах деятельности.

Скорость химической реакции. Молярная концентрация. Катализ. Катализатор. Ферменты

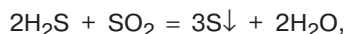


Проверьте свои знания

1. Что называют скоростью химической реакции? Приведите примеры реакций, протекающих с высокой и низкой скоростью.
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? Кратко охарактеризуйте влияние каждого из них на скорость реакции.

Примените свои знания

3. Запишите уравнение реакции цинка с серной кислотой. Предложите способы увеличения скорости этой реакции.
4. Некоторые продукты питания хранят при низких температурах: в холодильниках, погребах, овощехранилищах. Почему? Приведите ещё несколько примеров увеличения или уменьшения скоростей химических реакций из повседневной жизни.
5. В химической реакции, протекающей по уравнению



концентрация газообразного сероводорода за 2 мин уменьшилась с 0,86 моль/л до 0,26 моль/л. Рассчитайте скорость химической реакции за указанный промежуток времени.

Используйте дополнительную информацию

6. Найдите в Интернете видео опыта каталитической реакции. Запишите уравнение реакции, укажите, какой катализатор был использован для её проведения.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ I

«ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ПО КУРСУ 8 КЛАССА. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ»

1. Химические вещества по элементному составу разделяют на простые (металлы, неметаллы, благородные газы) и сложные: бинарные соединения (в том числе оксиды, водородные соединения неметаллов) и многоэлементные соединения, состоящие из трёх и более элементов (гидроксиды, соли).

2. Оксиды подразделяют на несолеобразующие и солеобразующие (основные, амфотерные и кислотные).

3. Гидроксиды подразделяют на основания, амфотерные гидроксиды и кислородсодержащие кислоты.

4. Соли по составу классифицируют на средние, кислые, основные и комплексные.

5. Вещества могут существовать в трёх агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твёрдом (кристаллическом или аморфном).

6. По растворимости в воде вещества условно подразделяют на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

7. Химические реакции классифицируют по следующим признакам:

- число и состав реагентов и продуктов
- тепловой эффект
- агрегатное состояние веществ
- наличие катализатора
- обратимость
- изменение степеней окисления атомов химических элементов, образующих вещества

8. Скоростью химической реакции называют изменение концентрации вещества в единицу времени.

9. Факторы, от которых зависит скорость химических реакций:

- природа реагирующих веществ
- температура
- концентрация реагирующих веществ
- площадь соприкосновения реагирующих веществ
- наличие катализатора