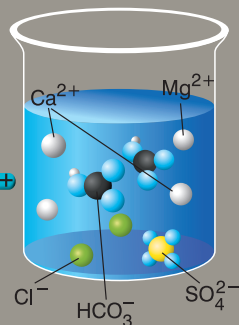
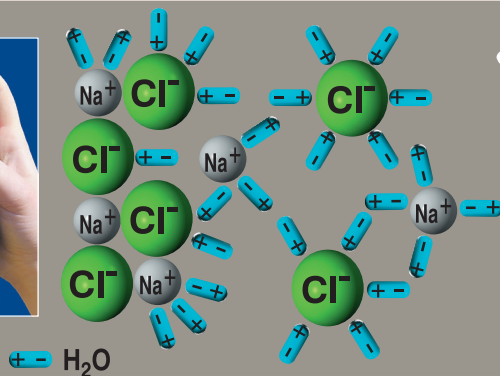
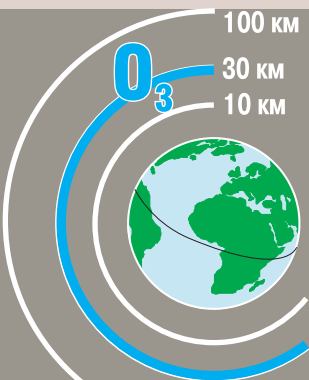




MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII



ХИМИЯ

8

УЧЕБНИК ДЛЯ 8 КЛАССА

Галина Драгалина • Надежда Велишко
Светлана Кудрицкая • Борис Пасечник



Editura ARC



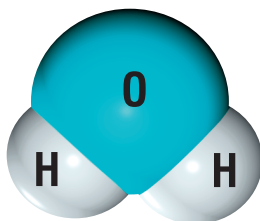
MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII

Галина Драгалина • Надежда Велишко
Светлана Кудрицкая • Борис Пасечник

ХИМИЯ

учебник
для 8 класса

Выборочный перевод с румынского
Татьяны Литвиновой



Editura ARC

Данный учебник является собственностью Министерства образования, культуры и исследований. Учебник разработан в соответствии с действующим Куррикулумом по учебной дисциплине «Химия», утвержденным приказом Министерства образования, культуры и исследований № 906 от 17 июля 2019 г. Учебник утвержден приказом Министерства образования, культуры и исследований № 806 от 14 августа 2020 г.

(Учебное заведение)

ПОЛЬЗОВАНИЕ УЧЕБНИКОМ

Год пользования	Фамилия и имя учащегося	Учебный год	Состояние учебника	
			при получении	при возврате
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Классному руководителю надлежит проверить правильность написания фамилии и имени ученика.
- Запрещены любые пометки в учебнике.
- Состояние учебника (при получении и возврате) оценивается по одному из следующих критериев: *новый; хорошее состояние; удовлетворительное состояние; неудовлетворительное состояние.*

Комиссия по оценке: *Надежда Бозаджи*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей № 2, УТАГ, координатор; *Зинаида Киоса*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. Л. Де-ляну, Кишинев; *Майя Кердивара*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. И. Ватаману, Страшены; *Елена Михайлов*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. академика К. Сибирского, Кишинев; *Ольга Пыслару*, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. митрополита Н. Ворническу, с. Лозово, Страшенский район.

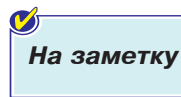
Рецензенты: *Майя Быркэ*, конф. унив., д-р химии, кафедра неорганической химии и физики, Государственный университет РМ; *Ион Негурэ*, конф. унив., д-р психологии, зав. кафедрой психологии, Государственный педагогический университет им. И. Крянгэ; *Виктор Цапков*, конф. унив., д-р химии, Государственный университет РМ; *Елена Унгуряну*, д-р хабилитат филологии, Центр лингвистики Института румынской филологии им. Б. П. Хашдеу Академии Наук Молдовы; *Владимир Змеев*, художественный шеф-редактор, Издательская группа *Litera*.

Редактор-координатор: *Татьяна Литвинова*, преподаватель, высшая дидактическая степень, теоретический лицей им. Титу Майореску, Кишинев.

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ



Единица обучения



Информация для расширения кругозора



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Лабораторные опыты и практические работы

Работа в группе



Выполнение заданий в группе учащихся

* – Дополнительный материал, выходящий за рамки куррикулума.

СОДЕРЖАНИЕ

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории	5
---	----------

Единица обучения 1

Вещество — химическая составляющая материи

	Повторение материала, изученного в 7 классе	6
1.1.	Строение атома и вещества	6
1.2.	Простые и сложные вещества. Химическая формула	10
1.3.	Химические формулы сложных веществ	11
1.4.	Понятие об оксидах, кислотах, основаниях, солях	15
	<i>Лабораторный опыт № 1. Описание образцов простых и сложных веществ</i>	15
1.5.	Количество вещества. Моль. Молярная масса	16
1.6.	Вычисления по химической формуле: корреляция между количеством вещества и массой вещества	20
	<i>Лабораторный опыт № 2. Вычисление массы, взвешивание/взятие пробы, соответствующей определенному количеству вещества</i>	21

Единица обучения 2

Химические реакции

2.1.	Химические реакции — процессы превращения веществ	23
2.2.	Закон сохранения массы	24
2.3.	Химические уравнения	27
2.4.	Типы химических реакций	29
	<i>Лабораторный опыт № 3. Исследование реакций соединения и разложения, идентификация признаков этих реакций</i>	33
2.5.	Вычисления по химическим уравнениям	34

Единица обучения 3

Кислород. Водород

3.1.	Кислород. Нахождение в природе	39
3.2.	Кислород и озон. Аллотропия. Биологическая роль	42
3.3.	Получение и физические свойства кислорода	44
	<i>Лабораторный опыт № 4. Получение и обнаружение кислорода</i>	47
3.4.	Химические свойства кислорода	47
	<i>Лабораторный опыт № 5. Исследование и описание образцов различных оксидов</i>	51
3.5.	Понятие о реакции горения. Применение кислорода	52
3.6.	Оксиды — продукты реакции горения	56
3.7.	Определение по химическому уравнению массы одного вещества по известному количеству другого вещества	58
3.8.	Общая характеристика водорода. Физические свойства и получение водорода	60
	<i>Лабораторный опыт № 6. Получение водорода при взаимодействии металлов с кислотами, его собирание и обнаружение</i>	65
3.9.	Химические свойства и применение водорода	66

**Единица
обучения 4****Классы неорганических соединений**

4.1.	Классификация неорганических веществ по составу и растворимости	71
4.2.	Понятие о генетических рядах металлов и неметаллов	73
4.3.	Идентификация кислот и щелочей с помощью индикаторов <i>Лабораторный опыт № 7. Идентификация кислот и щелочей с помощью кислотно-основных индикаторов, универсального индикатора и шкалы pH</i>	75
4.4.	Кислоты	76
4.5.	Получение кислот <i>Лабораторный опыт № 8. Общие химические свойства кислот</i>	78
4.6.	Основания	81
4.7.	Получение оснований <i>Лабораторный опыт № 9. Общие химические свойства оснований</i>	84
4.8.	Оксиды	85
4.9.	Получение оксидов <i>Лабораторный опыт № 10. Химические свойства оксидов</i>	87
4.10.	Соли	89
4.11.	Химические свойства солей <i>Лабораторный опыт № 11. Общие химические свойства солей</i>	90
4.12.	Получение солей	92
4.13.	Определение по химическому уравнению количества или массы вещества по количеству или массе другого вещества	94
4.14.	Оксиды, кислоты, основания, соли — применение и влияние на качество жизни и окружающую среду	95
4.15.	Генетическая связь между классами неорганических соединений <i>Практическая работа № 1. Взаимосвязь классов неорганических веществ</i>	96
		100
		102
		105
		108
		110

**Единица
обучения 5****Вода и растворы**

5.1.	Вода — жизненно важное вещество	113
5.2.	Химические свойства воды	116
5.3.	Вода как растворитель. Растворы	119
5.4.	Состав растворов <i>Практическая работа № 2. Приготовление раствора соли с определенной массовой долей ее в растворе</i>	122
5.5.	Питьевая вода	126
5.6.	Загрязнение воды	127
5.7.	Очистка воды	129
5.8.	Жизненно важная роль и значение растворов в повседневной жизни	131
		133

**Единица
обучения 6****Химические продукты и качество жизни**

6.1.	Химические продукты и их влияние на качество жизни	136
6.2.	Химические продукты в быту	137
6.3.	Пиктограммы и химические продукты	139
6.4.	Безопасное применение химических продуктов	141
	Приложения	144

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ

при работе в химической лаборатории

1. Перед началом работы в лаборатории надень рабочий халат, собери волосы (если они длинные); по указанию учителя можно использовать и другие средства защиты (очки, специальные перчатки и др.).
2. Внимательно прочитай этикетку на склянке, прежде чем отлить или отсыпать необходимый реактив.
3. Не оставляй открытыми склянки с реактивами. Не путай пробирки и пипетки для отбора реактивов.
4. Бери столько реактива, сколько указано в инструкции. Обычно работают с небольшими количествами реактивов (до 1 г для твердых веществ и 1 мл для жидкостей).
5. Остатки реактивов не выливай и не высыпай обратно в склянки, а помещай их в специально предназначенный для этого сосуд или сдай лаборанту.
6. Твердые реактивы не бери руками, а только специальными инструментами (ложечкой, шпателем).
7. Категорически запрещается пробовать реактивы на вкус, так как большинство из них ядовиты и опасны.
8. Проверь запах следующим образом: легким движением руки над сосудом направляй выделяющиеся пары вещества к носу.
9. Для того чтобы нагреть в пламени пробирку с веществом, закрепи пробирку в держателе для пробирок, осторожно обогрей всю поверхность пробирки, а затем — нужную её часть.
10. При нагревании пробирки держи ее в наклонном положении и не направляй отверстие пробирки в сторону себя или товарищей; иногда при кипении жидкость образует брызги и может выплеснуться из пробирки.
11. Если реактив случайно попал на кожу или одежду, немедленно сообщи учителю (или лаборанту).
12. Горячие предметы не клади на стол, а только на специальную подставку.
13. Не проводи опыты, не предусмотренные данной работой.
14. Пиктограммы на полях соответствуют Регламенту Европейского союза по регистрации, оценке, разрешению и ограничению химических веществ.

По окончании экспериментов приведи в порядок рабочее место. Вымой посуду водой, используя для лучшего ее очищения специальную щетку-ершик.

Примечание. Соблюдение этих правил является обязательным для всех учащихся; пренебрежение ими может привести к серьезным последствиям — ожогам, порезам, отравлениям.



Огнеопасные
вещества



Едкие
вещества



Взрывчатые
вещества



Высокое
напряжение

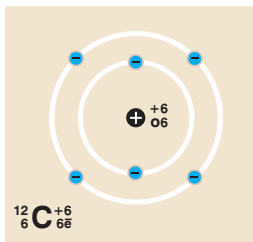


Опасно для
здоровья/
опасно для
озонового слоя

1

После изучения этой главы ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общими понятиями: простое и сложное вещество, оксид, кислота, основание, соль, количество вещества, моль, молярная масса;
- применять понятия валентность химических элементов и заряд ионов для составления химических формул сложных веществ;
- решать расчетные задачи по химической формуле, используя понятия: количество вещества, молярная масса;
- исследовать экспериментально образцы простых и сложных веществ, корреляцию между массой вещества и количеством вещества.



Электронная схема атома углерода

Вещество — химическая составляющая материи

Повторение материала, изученного в 7 классе

В 7 классе мы познакомились с важными понятиями: материя и вещество, атом и химический элемент, химические связи и др.

Физическое тело или материя однородного состава и химического строения называется *веществом*. Таким образом, вещество — это химическая составляющая материи.

Вещество может находиться в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом. Все химические вещества состоят из частиц — атомов, молекул, ионов.

1.1. Строение атома и вещества

Химический элемент — это определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Атом — это мельчайшая частица химического элемента, носитель его свойств.

В 7 классе мы узнали, что атом — сложная частица. Атом состоит из ядра и электронов. Заряд ядра ($+Z$) равен порядковому номеру элемента в Периодической системе (Z) и числу протонов в ядре (Z). Общее число электронов равно заряду ядра (Z).

Заряд атома равен нулю за счет того, что положительный заряд ядра ($+Z$) нейтрализуется общим отрицательным зарядом всех электронов ($-Z$).

Число электронных слоев равно номеру периода в Периодической системе. Максимальное число электронов на слое равно $2n^2$, где n — номер слоя. Число электронов на внешнем слое каждого элемента главной подгруппы равно номеру группы, это валентные электроны.

1.1.1. Характеристика химического элемента по положению в Периодической системе

Каждый химический элемент можно охарактеризовать по положению в Периодической системе химических элементов, указав: атомный (порядковый) номер, номер периода, номер группы, подгруппу, относительную атомную массу, характер

(металлический или неметаллический), строение атома (заряд ядра, число протонов, нейтронов, электронов, распределение электронов по слоям), высшую валентность и низшую валентность (для неметаллов).

Таким образом, мы можем описать любой химический элемент по его положению в Периодической системе химических элементов.

Характеристика химического элемента по положению в Периодической системе	
Алгоритм 1. Название элемента 2. Химический знак 3. Порядковый номер 4. Период 5. Группа, подгруппа 6. Относительная атомная масса 7. Металл или неметалл 8. Строение атома: а) заряд ядра б) число протонов в) число нейтронов г) число электронов д) распределение электронов по слоям 9. Высшая валентность 10. Низшая валентность	Пример 1. Сера 2. S 3. 16 4. III период 5. VI группа, главная подгруппа 6. $A_r(S) = 32$ 7. неметалл 8. а) + 16 б) 16 p в) 16 n г) 16 e д) 2e 8e 6e 9. VI 10. II

1.1.2. Химическая формула и относительная молекулярная масса

Мы уже знаем, что многие вещества состоят из молекул. Состав молекулы вещества передается с помощью химической формулы.

Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью знаков химических элементов и индексов.

Поскольку молекулы состоят из атомов, значит, и масса молекулы вещества равна сумме атомных масс элементов, входящих в ее состав.

Относительная молекулярная масса M_r рассчитывается по химической формуле как сумма относительных атомных масс всех элементов в молекуле с учетом числа их атомов.

Для вещества состава $\text{Э}_x\text{O}_y$:

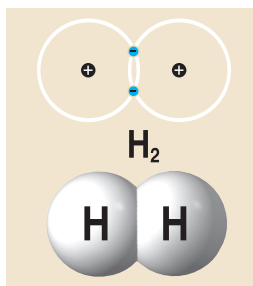
$$M_r(\text{Э}_x\text{O}_y) = x A_r(\text{Э}) + y A_r(\text{O})$$

1.1.3. Типы химической связи

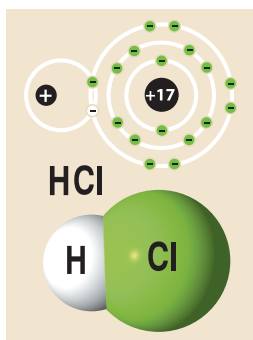
В образовании химической связи участвуют внешние валентные электроны атомов элементов главных подгрупп.



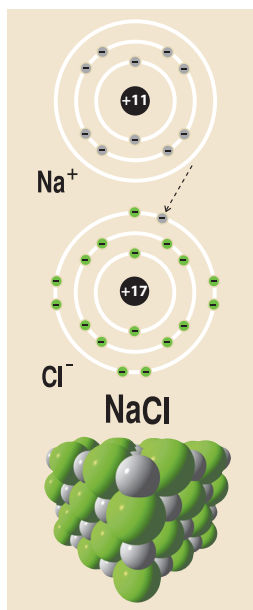
Атомы стремятся отдать или принять валентные электроны или объединить их для достижения стабильной структуры инертного газа.



Ковалентная
неполярная связь



Ковалентная
полярная связь



Ионная связь

Существуют три типа химической связи: ковалентная, ионная, металлическая.

Ковалентная связь — это связь между атомами за счет общих электронных пар.

Ковалентной связью соединяются чаще всего атомы неметаллических элементов. Ковалентная связь может быть полярной и неполярной.

Ковалентная неполярная связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью — атомами одного неметалла: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 .

Ковалентная полярная связь образуется между атомами неметаллов с различной электроотрицательностью: HCl , H_2O .

В молекулах, состоящих из атомов одного элемента (с одинаковой электроотрицательностью ЭО), общие электронные пары расположены симметрично и ковалентная связь является неполярной.

В молекулах, состоящих из атомов разных элементов (с разной ЭО), общие электронные пары расположены ближе к атому с большей электроотрицательностью. Такая ковалентная связь — полярная.

Ионная связь — это связь за счет притяжения положительного и отрицательного ионов.

Ионная связь образуется между атомами типичных металлов и типичных неметаллов при разнице в электроотрицательностях больше двух. Ионная связь — крайний случай полярной ковалентной связи.

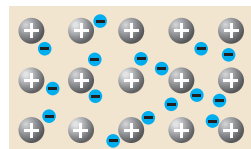
Ионы образуются при переходе внешних электронов от атома металла к атому неметалла. Положительный и отрицательный ионы притягиваются друг к другу и образуют в парообразном состоянии молекулы с ионной связью Na^+Cl^- , а в твердом виде — ионные кристаллы без отдельных молекул с правильным чередованием ионов Na^+ и Cl^- .

Металлическая связь — это связь между атомами металлов за счет общих валентных электронов.

Кристалл металла — это огромная молекула, в которой общие электроны способны свободно передвигаться, обеспечивая высокую электрическую и тепловую проводимость, пластичность и ковкость металлов.

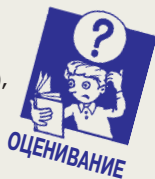


Электроотрицательность — способность атомов одного элемента притягивать к себе электроны от атомов других элементов.



Металлическая
связь

- Объясни понятия: а) простое вещество; б) сложное вещество. Приведи примеры.
- Напиши химические формулы следующих веществ: азот, оксид углерода (IV), алюминий, медь, хлор, поваренная соль, вода. Раздели их на простые и сложные вещества.
- Опиши строение атома для следующих элементов: Li, P, В.
- Объясни понятия: а) химическая связь; б) ковалентная связь; в) ковалентная неполярная и ковалентная полярная связь; г) ионная связь; д) металлическая связь.
- Какие типы химической связи образуются между атомами: а) одного неметалла, б) разных неметаллов; в) неметалла и металла; г) металла.



ПЕРВИЧНОЕ ОЦЕНИВАНИЕ

- Капуста — это продукт, богатый витаминами А, В₁, В₂, В₆, В₉, С, Е, К, а также фосфором, кальцием, железом, йодом, калием и фолиевой кислотой.

Выполни следующие задания:

- Пользуясь Периодической системой, охарактеризуй химический элемент калий, содержащийся в капусте, заполнив следующую таблицу:

1. Химический знак	2. Атомный (порядковый) номер
3. Период	4. Группа, подгруппа
5. Относительная атомная масса	6. Металл или неметалл
7. Строение атома:	8. Высшая валентность
а) заряд ядра	9. Низшая валентность
б) число протонов	(для неметаллов)
в) число нейтронов	
г) число электронов	
д) распределение электронов по слоям	



- Вычисли относительную молекулярную массу йода I₂.
 - Составь схему образования химической связи в молекуле I₂ и назови тип химической связи.
- Самый большой и самый активный в мире вулкан находится на Гавайских островах. В состав вулканических выбросов входит множество химических веществ, среди которых: SO₂, CO, SiO₂, KCl, Cl₂.
Выбери из предложенного ряда по одному веществу для каждой характеристики и запиши его формулу:
 - Простое вещество: _____.
 - Сложное вещество: _____.
 - Вещество, образованное за счет ионной связи: _____.
 - Вещество, образованное за счет ковалентной неполярной связи: _____.
 - Вещество, применяемое для дезинфекции воды: _____.
 - Ученик взял ложечку сахара и выполнил следующие действия: а) измельчил сахар; б) поджег сахар в ложечке. Какое явление происходит в каждом случае и какими признаками сопровождается?

а) _____ явление	б) _____ явление
Признаки явлений:	
а) _____	б) _____

1.2. Простые и сложные вещества. Химическая формула

Вещества, состоящие из атомов одного элемента, называются *простыми веществами*, а вещества, молекулы которых состоят из атомов разных элементов, называются *сложными веществами*.

Для простых веществ металлов и некоторых неметаллов химическая формула совпадает с химическим знаком (например: Na, Al, Fe, Au, C, Si). Для многих простых веществ неметаллов химическая формула показывает еще и число атомов в молекуле (с помощью индекса): H_2 , O_2 , O_3 , N_2 и др.

Немногие химические элементы встречаются в природе в виде простых веществ: кислород, азот, сера, углерод, медь, серебро, золото. Так как большинство элементов химически активны, то они встречаются в природе в виде сложных веществ.

Химическая формула сложного вещества показывает число атомов каждого элемента в составе молекулы (например: HCl , H_2O , CO_2).

Валентность элементов

При образовании молекул вещества атомы элементов соединяются за счет взаимодействия валентных электронов.

Таблица 1.1
Валентность некоторых элементов

Химические элементы	Валентность
<i>С постоянной валентностью</i>	
H, Li, Na, K, F	I
O, Mg, Ca, Ba, Zn	II
Al	III
<i>С переменной валентностью</i>	
Cu	I и II
Fe	II и III
C, Sn, Pb	II и IV
P	III и V
N	I, II, III, IV
S	II, IV, VI
Cl	I, III, V, VII

Валентность — это свойство атомов одного элемента присоединять строго определенное число атомов другого элемента.

Валентность бывает *постоянной* и *переменной* (табл. 1.1). Элементы четных групп проявляют чаще всего четную валентность, а нечетных — нечетную.

Так, в соединениях с другими элементами сера (VI группа) может быть двух-, четырех-, шестивалентна, а фосфор (V группа) — пяти- и трехвалентен.

Валентность также бывает *высшей* и *низшей*. Высшая валентность элементов равна номеру группы в Перио-

дической системе. Низшая валентность (валентность по водороду) проявляется у неметаллов и равна разности «8 минус номер группы». Например, сера — элемент главной подгруппы VI группы, неметаллический элемент, имеет высшую валентность, равную шести ($\overset{\text{VI}}{\text{S}}$), а низшую $8 - 6 = 2$ ($\overset{\text{II}}{\text{S}}$).

1.3.

Химические формулы сложных веществ

Из курса 7-го класса мы знаем, что сложные вещества состоят из атомов разных элементов. Состав вещества выражается при помощи химической формулы. Проанализируем, что показывает химическая формула:

- а) название вещества;
- б) одну молекулу вещества;
- в) качественный состав, который указывает, из каких химических элементов состоит молекула;
- г) количественный состав, который указывает число атомов каждого элемента в молекуле;
- д) M_r — относительную молекулярную массу.

Химическая формула — составная часть химического языка, она является международной. Химические формулы пишутся одинаково во всем мире, но читаются и называются в каждом языке по-своему. Например, в русском языке формула углекислого газа CO_2 читается как «цэ-о-два», а формула воды H_2O читается как «аш-два-о».

Прочти химические формулы веществ: Na , CaO , Al , Cu , SO_2 , SO_3 , Cr_2O_3 . Для каждой формулы укажи индексы элементов в ее составе.

Определение валентности элементов по химической формуле

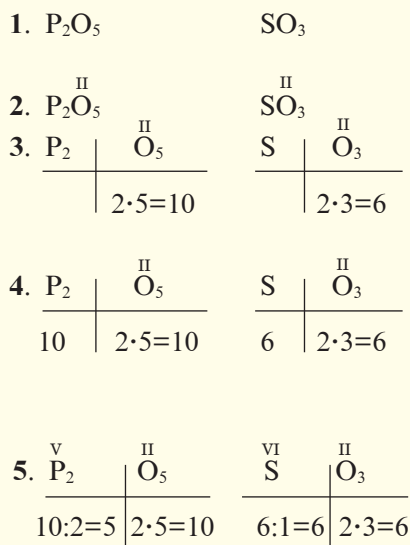
Из *таблицы 1.1* (стр. 10) видно, что одни элементы имеют постоянную валентность (которую следует запомнить), а другие — переменную валентность. Как можно определить переменную валентность, а также постоянную валентность — для элементов, не включенных в *таблицу 1.1*?

В формуле бинарного соединения неизвестную валентность одного элемента можно определить по известной валентности второго элемента.

Алгоритм вычисления валентности элементов по химической формуле.

1. Записываем формулу.
2. Проставляем известную валентность над знаком элемента.
3. Умножаем известную валентность на число атомов этого элемента и получаем общее число единиц валентности этого элемента.
4. *Правило:* общее число единиц валентности в формуле из двух элементов есть величина, одинаковая для обоих элементов. На основании этого правила представляем общее число единиц валентности другого элемента.
5. Делим это число на индекс элемента, получаем значение валентности второго элемента, проставляем его над знаком элемента.

Примеры

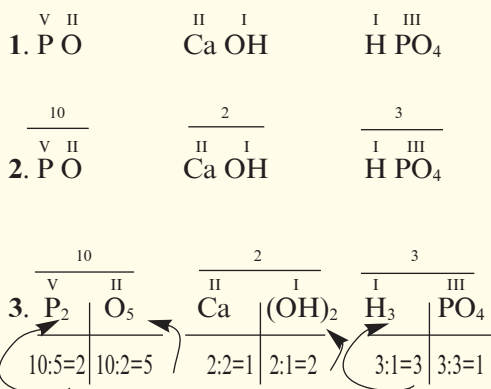


Составление химических формул по валентности

Алгоритм составления химических формул по валентности.

1. Записываем знаки элементов, причем на первом месте — элемент с меньшей электроотрицательностью, и указываем значения валентности атомов элемента или групп атомов.
2. Находим наименьшее общее кратное (НОК) для значений валентности и записываем его над валентностями элементов.
3. Делим НОК на значение валентности первого элемента и получаем его индекс, затем то же самое делаем для другого элемента или группы атомов. Индекс, равный единице, не пишется. Перед обозначением индекса группу атомов берем в скобки.

Примеры



В основе этого способа лежит правило: *общее число единиц валентности всех атомов одного элемента должно быть равно общему числу единиц валентности всех атомов другого элемента (или группы атомов).* Это число равно наименьшему общему кратному значений валентности (НОК) или произведению валентности на число атомов данного элемента (или группы атомов).

После составления химической формулы читаем ее и называем вещество, указывая валентность элемента, если она переменная:

Химическая формула вещества	Чтение химической формулы	Запись названия вещества	Чтение названия вещества
P_2O_5	пэ-два-о-пять	оксид фосфора (V)	оксид фосфора-пять
$Ca(OH)_2$	кальций-о-аш дважды	гидроксид кальция	гидроксид кальция
H_3PO_4	аш-три-пэ-о-четыре	фосфорная кислота	фосфорная кислота

Если мы хотим записать две, три молекулы, то перед формулой пишем соответствующую цифру и при чтении формулы называем и число молекул. Например:

$3Cl_2$ — три-хлор-два,

$2H_3PO_4$ — два-аш-три-пэ-о-четыре.

В первом случае запись « $3Cl_2$ » означает не только три молекулы хлора, но и шесть атомов хлора ($3 \cdot 2 = 6$). Во втором случае ($2H_3PO_4$) это две молекулы фосфорной кислоты, которые содержат шесть атомов водорода ($2 \cdot 3 = 6$), два атома фосфора ($2 \cdot 1 = 2$) и восемь атомов кислорода ($2 \cdot 4 = 8$).

Составление химических формул по зарядам ионов

В химических соединениях для многих металлических элементов численные значения валентности и заряда образуемых ионов совпадают (смотри примеры в *таблице растворимости*, стр. 144).

Составим формулы некоторых ионных (или близких к ионным) соединений по валентности и зарядам ионов, выполняя действия в следующем порядке:

1. Запишем рядом знаки химических элементов, располагая на первом месте — элемент с положительным зарядом, на втором — с отрицательным зарядом. Например, для соединений хлора и железа, в которых железо имеет два значения валентности и два заряда иона, имеем:

а) по валентности $\begin{matrix} \text{II} & \text{I} & & \text{III} & \text{I} \\ \text{Fe} & \text{Cl} & \text{и} & \text{Fe} & \text{Cl} \end{matrix}$

б) по зарядам ионов $\begin{matrix} +2 & -1 & & +3 & -1 \\ \text{Fe} & \text{Cl} & \text{и} & \text{Fe} & \text{Cl} \end{matrix}$

2. Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для значений валентностей или значений зарядов ионов:

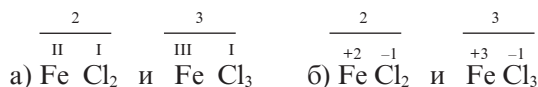
$\begin{matrix} \underline{2} & & \underline{3} & & \underline{2} & & \underline{3} \\ \text{II} & \text{I} & \text{III} & \text{I} & +2 & -1 & +3 & -1 \\ \text{а) Fe} & \text{Cl} & \text{и} & \text{Fe} & \text{Cl} & \text{б) Fe} & \text{Cl} & \text{и} & \text{Fe} & \text{Cl} \end{matrix}$

3. Разделим НОК на значения валентностей и зарядов каждого элемента. Получим значения индексов и запишем их внизу справа от знака элемента (единица не пишется).



ЗАПОМНИТЕ!

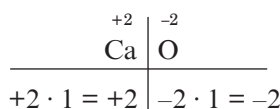
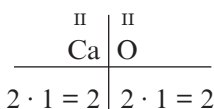
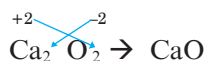
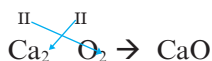
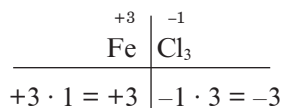
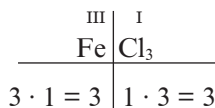
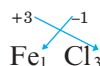
Кроме простых ионов, состоящих из одного атома, существуют и сложные ионы, состоящие из атомов двух неметаллов OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и др. Эти ионы образованы за счет прочных ковалентных связей и благодаря этому переходят из одного вещества в другое целиком.



4. Назовем вещества:

FeCl_2 — хлорид железа (II) FeCl_3 — хлорид железа (III).

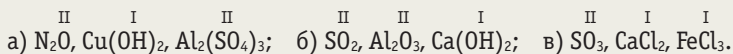
Легко заметить, что принцип составления химических формул по валентности или зарядам ионов одинаков для соединений с ковалентной и ионной связью. Можно применять и другой способ, который мы применяли для ковалентных соединений:



Выбери для себя любой из способов составления формул по валентности или зарядам ионов.

Желаем успеха!

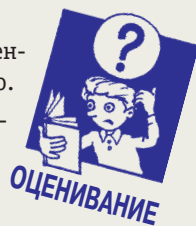
1. Дай определение понятию валентность.
2. Приведи примеры элементов: а) с постоянной валентностью, б) с переменной валентностью, в) с нижней валентностью, г) с высшей валентностью.
3. Объясни, как определить валентность элемента по его месту в Периодической системе.
4. Определи валентность элементов по химической формуле (зная валентность другого элемента или группы элементов):



5. Объясни, что означают числа 2 и 3 в записях: а) 3O_2 , б) 2O_3 .
6. Прочти формулы: а) 4HCl , б) CO_2 , в) $6\text{H}_2\text{O}$, г) $2\text{P}_2\text{O}_5$, д) 3NaOH , е) $5\text{H}_2\text{SO}_4$.

Вычисли: 1) число атомов каждого элемента, 2) относительную молекулярную массу каждого вещества.

7. Объясни, как составить химическую формулу по валентности и зарядам ионов.
8. Пользуясь таблицей растворимости, составь формулы из ионов металлов, указанных в таблице, и ионов а) Cl^- , б) Br^- , в) S^{2-} .
9. Составь формулы из ионов металлов (см. таблицу растворимости, стр. 144) и ионов: а) OH^- , б) NO_3^- , в) SO_4^{2-} , г) CO_3^{2-} , д) PO_4^{3-} , кроме тех веществ, которые не существуют.



1.4. Понятие об оксидах, кислотах, основаниях, солях

Как мы уже знаем, простые вещества делятся на *металлы* и *неметаллы*. Для сложных веществ и классификация более сложная. В зависимости от состава они делятся на четыре класса: *оксиды, кислоты, основания и соли*.

Оксиды. Давайте вспомним формулы веществ, состоящих из двух элементов, один из которых кислород: CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , Fe_2O_3 . Эти соединения называются *оксидами*. Существуют оксиды неметаллов (CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 и др.) и металлов (Na_2O , Al_2O_3 , CuO и др.). Их названия составляют следующим образом: к слову *оксид* добавляют наименование металла/неметалла в родительном падеже. Например, оксид кальция CaO , оксид углерода (IV) CO_2 и т. д.

Кислоты. Сложные вещества, содержащие в молекуле атомы водорода и кислотный остаток, называются *кислотами*. Например, HCl , HBr , H_2SO_4 и др. Названия кислот составляют из названия неметалла из кислотного остатка и слова *кислота*: серная кислота H_2SO_4 , хлороводородная кислота HCl и т. д. (см. таб. 4 стр. 145).

Основания. В отличие от кислот, в состав которых обязательно входят атомы водорода, основания — это сложные вещества, в состав которых обязательно входит гидроксильная группа OH , связанная с атомом металла: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 и др. Их названия составляют добавляя к слову *гидроксид* наименование металла в родительном падеже: гидроксид натрия, гидроксид калия, гидроксид кальция и др.

Соли. Сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков, называются солями: NaCl , Na_2CO_3 , K_2SO_4 и т.д. Их названия составляют из названия кислотного остатка и названия металла. Например, хлорид натрия NaCl , карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат калия K_2SO_4 и др. (см. таб. 4, стр. 145).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Описание образцов простых и сложных веществ

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- штатив с 6 пронумерованными пробирками
- 6 образцов веществ

1. Образцы веществ

Изучая такие понятия, как химическая связь и валентность, вы познакомились с веществами, которые встречаются в повседневной жизни. Рассмотрите следующие образцы простых и

сложных веществ: 1 — цинк, 2 — медь, 3 — оксид алюминия, 4 — вода, 5 — поваренная соль, 6 —пищевая сода.

2. Характеристика веществ

Исследуйте агрегатное состояние веществ, их цвет, запах. Перепишите в тетрадь таблицу и заполните ее, указав эти характеристики, а также тип вещества (простое/сложное), молекулярную формулу, тип химической связи (ковалентная/ионная/металлическая).

Желаем успехов!

Вещество (название)	1	2	3	4	5	6
Характеристика	_____	_____	_____	_____	_____	_____
Агрегатное состояние						
Цвет						
Запах						
Формула						
Тип вещества						
Тип химической связи						

3. Сделайте выводы. Приведите в порядок рабочее место.

1.5. Количество вещества. Моль. Молярная масса

Моль — единица количества вещества. Из физики нам известно, что всякое физическое тело можно охарактеризовать физическими величинами. Например, можно легко измерить массу и объем куска угля. Но всякое тело состоит из вещества. Сколько вещества углерода в куске угля? На этот вопрос позволяет ответить физическая величина *количество вещества*.

Количество вещества — это физическая величина, которая определяется числом структурных частиц (молекул, атомов, ионов).

Количество вещества обозначается греческой буквой ν («ню»). Например, $\nu(\text{O}_2)$, $\nu(\text{H}_2\text{O})$, $\nu(\text{C})$.

Единица измерения количества вещества — *моль*.

Моль — это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул, ионов), сколько содержится атомов углерода в 12 г (0,012 кг) углерода.

В 12 г углерода содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называется *числом Авогадро*, в честь итальянского ученого Амедео Авогадро.

Моль — это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, атомов или других частиц.

В жизни мы встречаемся с тем, что значительное число предметов разбивают на

группы с одинаковым числом предметов и называют эти группы. Например, в магазине мы не просим 60 спичек, а коробок спичек.

Так огромное число атомов или молекул как бы разбивают на группы по $6,02 \cdot 10^{23}$ штук. Одна группа из $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода составляет 1 моль атомов углерода или один моль вещества углерода. Группа из $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O — это 1 моль вещества воды.

Молярная масса. Величина $6,02 \cdot 10^{23}$ огромна, она значительно больше, чем число волос на голове у всех людей, живущих на земном шаре. Количество вещества нельзя измерить, так как на практике нет возможности считать атомы или молекулы. Найдем связь неизмеряемой величины «количество вещества» с измеряемой физической величиной — массой вещества.

По определению моля, если взять порцию углерода количеством вещества 1 моль, в ней будет содержаться $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода и ее масса составит 12 г, порция 0,5 моль будет иметь массу 6 г, порция 2 моль — массу 24 г.

Составим таблицу:

Вещество	ν , моль	N (атомов)	m , г
Углерод	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	12
Углерод	0,5 моль	$0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	6
Углерод	2 моль	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	24

Найдем отношение массы (m) к количеству вещества (ν) в этом примере:

$$\frac{m}{\nu} = \frac{12 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = \frac{6 \text{ г}}{0,5 \text{ моль}} = \frac{24 \text{ г}}{2 \text{ моль}}$$

Как видим, для всех трех случаев один ответ: 12 г/моль, т. е. величина, постоянная для углерода.

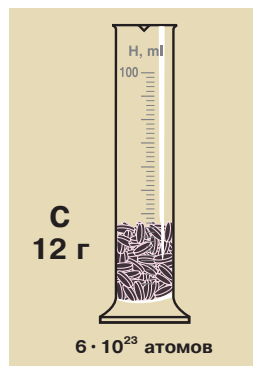
Отношение массы вещества к количеству вещества есть величина постоянная для данного вещества и называется молярной массой вещества.

Молярная масса обозначается — M . Ее единица измерения г/моль:

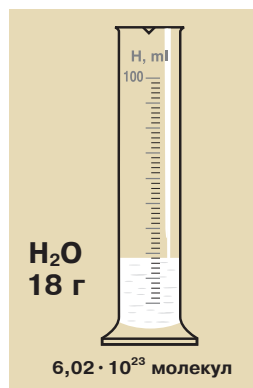
$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ г/моль}$$

Значит, можно записать, что молярная масса углерода $M(C) = 12 \text{ г/моль}$. Сравним эту величину с относительной атомной массой углерода $A_r(C) = 12$. Как видим, они равны по величине и различаются только по единицам измерения.

Вычисление молярной массы по химической формуле. Молярная масса веществ, состоящих из одноатомных молекул, равна относительной атомной массе:



Число Авогадро равно $6,02 \cdot 10^{23}$.



$M = \frac{m}{\nu}$, г/моль
 M — молярная масса;
 m — масса вещества;
 ν — количество вещества.

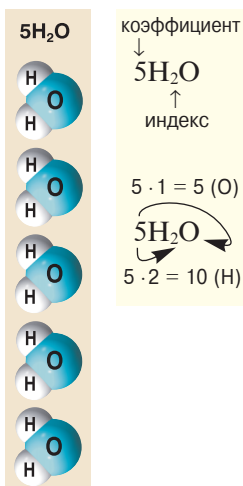


Амедео Авогадро
(1776-1856)

Итальянский ученый.
В 1811 г. открыл закон,
названный его именем.

Химическая формула вещества означает:

1. Название
2. Одну молекулу
3. Качественный состав (из каких химических элементов состоит молекула)
4. Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы)
5. Относительную молекулярную массу
6. Отношение масс элементов в молекуле
7. Один моль молекул
8. Молярную массу



$$A_r(\text{C}) = 12$$

$$A_r(\text{Fe}) = 56$$

$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль} \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

Молярная масса сложных веществ и простых веществ, состоящих из многоатомных молекул, равна относительной молекулярной массе M_r .

Например, для кислорода, воды, оксида фосфора (V):

$$M_r(\text{O}_2) = 32 \quad M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \quad M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$$

На практике сначала вычисляют массу вещества, которая соответствует данному количеству вещества по формуле $m = M \cdot \nu$, а затем отвешивают эту порцию вещества. Например, для того чтобы взять порцию углерода, железа, кислорода, воды или оксида фосфора (V) количеством вещества 1 моль на основе формулы $m = M \cdot \nu$, находим массы этих веществ, равные молярной массе каждого из них:

Вещество	Формула	M	ν	m
Углерод	C	12 г/моль	1 моль	12 г
Железо	Fe	56 г/моль	1 моль	56 г
Кислород	O ₂	32 г/моль	1 моль	32 г
Вода	H ₂ O	18 г/моль	1 моль	18 г
Оксид фосфора (V)	P ₂ O ₅	142 г/моль	1 моль	142 г

Аналогичным образом можем взвесить (в граммах) порцию цинка, алюминия, поваренной соли или сахара количеством вещества 1 моль, массы которых соответственно равны: 65 г; 27 г; 58,5 г; 342 г (рис. 1.1).

Теперь, когда мы познакомились с понятиями «количество вещества» и «молярная масса», можно ввести дополнительную информацию по химической формуле.

Мы знаем, что, например, формула H₂O означает: вещество вода; одна молекула воды, состоящая из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Ее относительная молекулярная масса $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$.

Дополнительная информация — это 1 моль молекул воды, образованной из 2 моль атомов водорода и 1 моль атомов кислорода. Молярная масса воды $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

В том случае, если хотим указать 2 или 5 моль молекул воды, пишем перед формулой соответствующий коэффициент (2 или 5). Запись 5H₂O читается как «пять аш-два-о». Коэффициент перед формулой означает не только 5 моль молекул воды, но и 10 моль атомов водорода ($5 \cdot 2 = 10$) и пять моль атомов кислорода ($5 \cdot 1 = 5$).

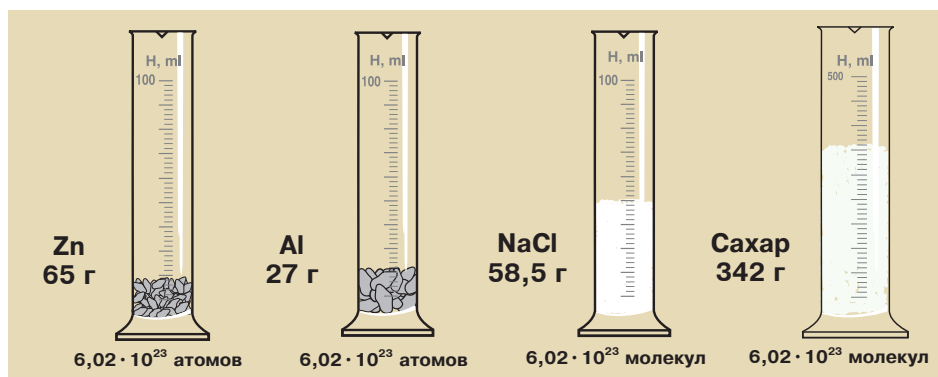


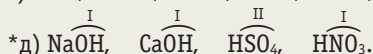
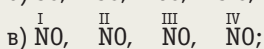
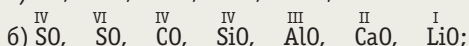
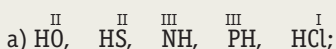
Рис. 1.1. Массы цинка, алюминия, хлорида натрия и сахара, соответствующие количеству вещества 1 моль

1. Чем определяется физическая величина «количество вещества»? Какова единица измерения физической величины «количество вещества»? Дай определение.

*2. В куске железа $18,06 \cdot 10^{23}$ атомов железа. Рассчитай количество вещества железа.

3. Какая физическая величина называется молярной массой? Какова ее единица измерения?

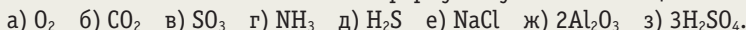
4. Составь формулы по валентности и вычисли молярные массы:



5. Вычисли молярные массы следующих веществ:



6. Что можно сказать по химическим формулам указанных веществ:



Работа в группе

Решите кроссворд. Ключевое слово — фамилия ученого и название числа $6,02 \cdot 10^{23}$.

1. Может быть атомной, молекулярной, молярной.

2. Может быть постоянной и переменной.

3. Составная часть химического языка.

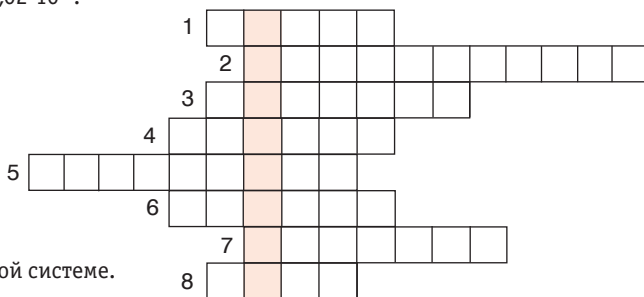
4. В Периодической системе находится в одной группе с кальцием.

5. Единица измерения массы.

6. Находится под цинком в Периодической системе.

7. Химическое явление.

8. Единица количества вещества.



1.6. Вычисления по химической формуле: корреляция между количеством вещества и массой вещества

Перед тем, как проводить вычисления по химической формуле, определим порядок действий, то есть составим алгоритм решения задачи:

1. Пишется краткое условие задачи с помощью химических формул и физических величин.
2. Пишется формула, необходимая для проведения вычислений.
3. Проводятся вычисления и пишется ответ.

Далее рассмотрим два примера: вычисление массы вещества по известному количеству вещества и вычисление количества вещества по известной массе вещества.

1.6.1. Вычисление массы вещества по известному количеству вещества

Задача. Определите массу железа, оксида железа (III) Fe_2O_3 , взятых количеством вещества 2 моль.

Дано:

а) $\nu(\text{Fe}) = 2$ моль

б) $\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2$ моль

$m(\text{Fe}) - ?$

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) - ?$

Решение:

1. Запишем формулу для молярной массы и выведем из нее массу вещества:

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad m = M \cdot \nu$$

2. Рассчитаем молярные массы а) железа и б) оксида железа (III)

$A_r(\text{Fe}) = 56$; $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль

$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$;

$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$ г/моль

3. Вычислим массу железа и оксида железа (III):

$m(\text{Fe}) = 56$ г/моль $\cdot$ 2 моль = 112 г

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$ г/моль $\cdot$ 2 моль = 320 г

Ответ: а) масса железа 112 г; б) масса оксида железа (III) 320 г.

Если взвесить 112 г железа и 320 г оксида железа (III), это будет соответствовать 2 моль железа и 2 моль оксида железа (III).

1.6.2. Вычисление количества вещества по известной массе вещества

Задача. Вычислите количество вещества оксида фосфора (V), если его масса 284 г.

Дано:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 284 \text{ г}$$

$$v(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$$

Решение:

1. Запишем формулу для молярной массы и выведем из нее количество вещества:

$$M = \frac{m}{v}; \quad v = \frac{m}{M}$$

2. Рассчитаем молярную массу оксида фосфора (V):

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142; \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$$

3. Вычислим количество вещества оксида фосфора (V):

$$v(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{284 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

Ответ: количество вещества оксида фосфора (V) 2 моль.

1. Даны вещества: а) S, C, P, Mg, Zn, Al; б) H_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , Cl_2 ; в) O_2 , CO_2 , SO_3 ; г) NH_3 , H_2S , NaCl.

Вычисли количество вещества, если масса каждого из них равна 100 г (ответ округли до десятых).

2. Вставь пропущенные слова:

а) физическая величина, определяемая числом структурных частиц, называется ...

б) порция вещества, содержащая $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов или молекул, составляет...

в) физическая величина, равная отношению массы к количеству вещества, называется ...

г) молярная масса по числовому значению равна ...

д) массу вещества можно вычислить как произведение молярной массы на ...

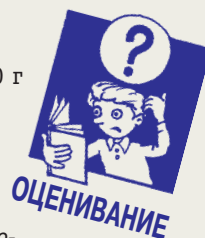
е) количество вещества можно вычислить как частное от деления ... вещества на молярную массу вещества.

3. Вычисли массу для веществ, указанных в пункте 1, если количество вещества каждого из них 1) 2 моль, 2) 0,5 моль, 3) 0,1 моль.

*4. Алмаз «Орлов» содержит $19,38 \cdot 10^{23}$ атомов углерода. Рассчитай массу этого алмаза и вырази ее в каратах (1 карат = 0,2 г).

*5. Масса другого знаменитого алмаза «Великий Могол» 186 карат. Рассчитай число атомов углерода в нем.

*6. Массы натрия и калия в земной коре примерно равны. Атомов какого элемента больше в земной коре?



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Вычисление массы, взвешивание/взятие пробы, соответствующей определенному количеству вещества

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- | | | | |
|------------------|-----------|-------------------|-----------------|
| • весы | • шпатель | • железо | • оксид кальция |
| • мерный цилиндр | • вода | • поваренная соль | |

1. Для веществ в твердом агрегатном состоянии вычислите массу, соответствующую количеству вещества 1 моль и

взвесьте на весах рассчитанную массу (см. Практическую работу № 2, стр. 126).

2. Для веществ в жидком агрегатном состоянии (воды) вычислите массу и объем вещества, соответствующие количеству вещества 1 моль и отмерьте рассчитанный объем с помощью мерного цилиндра.

3. Перенесите в тетрадь и заполните следующую таблицу.

Вещество	вода	железо	поваренная соль	оксид кальция
Химическая формула	H ₂ O	Fe	NaCl	CaO
Молярная масса M, г/моль				
Плотность ρ, г/мл		–	–	–
Количество вещества ν, моль				
Вычисления				
Наблюдения				

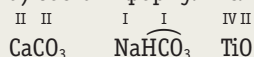
4. Сделайте выводы. Приведите в порядок рабочее место.

Суммативное оценивание по единице обучения «Вещество — химическая составляющая материи»

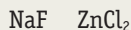
1. Сегодня в продаже есть широкий выбор зубных паст с различными свойствами. Большинство из них содержат фторид натрия для профилактики кариеса, карбонат кальция и пищевую соду как чистящие и полирующие зубы вещества. Довольно часто в качестве бактерицидного средства используют хлорид цинка, а в некоторых зубных пастах в качестве отбеливающего средства используется оксид титана (IV).

Выполни следующие задания:

- а) Составь формулы следующих соединений:



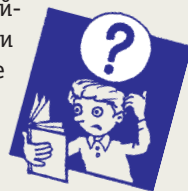
- б) Определи валентность элементов в следующих соединениях. Укажи, к какому классу относятся эти вещества:



- в) Для веществ NaF и ZnCl₂ вычисли молярную массу.

2. Оксид меди (II) применяется в производстве стекла и керамики для придания им синей окраски. Вычисли количество вещества оксида меди (II), взятого массой 80 г.
3. Дан ряд веществ: CO₂, CuBr₂, KOH, H₂SO₄, CaO, AlCl₃, HBr, Mg(NO₃)₂, NO₂, Ca(OH)₂. Распредели вещества по классам и впиши их формулы в соответствующие ячейки таблицы:

оксиды	основания	кислоты	соли



Химические реакции

2

После изучения этой главы ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общением понятиями, относящимися к химическому уравнению, химической реакции, типам химических реакций;
- приводить примеры химических процессов, наблюдаемых в окружающем мире;
- различать химические реакции разного типа по химическим уравнениям;
- применять закон сохранения массы веществ для определения коэффициентов в химических уравнениях;
- решать задачи по химическим уравнениям, используя понятие количество вещества;
- разрабатывать и представлять творческий проект о применении и значении химических реакций.

2.1. Химические реакции – процессы превращения веществ

Все изменения, происходящие в природе, называются явлениями.

Явления разделяют на *физические* и *химические*.

Явления, которые происходят без изменения состава вещества, называются физическими явлениями.

Например, испарение воды при нагревании, конденсация паров воды при охлаждении, сгибание металлической проволоки, растирание стекла в порошок — все это физические явления. В результате этих явлений вещества не меняют свой состав.

Но если мы нагреем медную пластинку красноватого цвета в пламени спиртовки, то увидим, что пластинка почернела. В этом случае вещество медь превратилось в другое вещество — оксид меди (CuO).

Явления, при которых происходит превращение одних веществ в другие, называются химическими явлениями.

Химические явления называются химическими реакциями.

Вещества, которые вступают в химическую реакцию, называются исходными веществами, а вещества, которые получаются в результате реакции, называются продуктами реакции.

Химические явления можно отличить от физических явлений по признакам химических реакций:

Признаки химических реакций:

1. Изменение цвета
2. Появление или исчезновение запаха
3. Выделение газа
4. Выделение или поглощение тепла (света)
5. Образование или растворение осадка
6. Изменение вкуса. (**Внимание!** В лаборатории ничего нельзя пробовать на вкус).

Обоснование

Если мы внимательно посмотрим на предметы, материалы, конструкции, явления, которые нас окружают, то сопоставляя их с изученным на уроках химии в 7 и 8 классе, мы откроем интересную аналогию. Может показаться, что наша жизнь протекает в огромной лаборатории, в которой ежедневно проводятся химические опыты. Например, для приготовления пищи мы сжигаем природный газ, дрова или уголь. Домашние хозяйки (даже не зная химию) добавляют в тесто немного пищевой соды и уксуса, чтобы тесто поднялось при выпечке. Если у человека повышенная кислотность желудочного сока, то врач прописывает ему препарат алмагель, содержащий основания.

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните вместе проект по данной теме. Внимательно ознакомьтесь с основными направлениями в работе над проектом.

Основные направления исследования

- Выявление химических реакций в окружающем мире
- Признаки химических реакций
- Воздействие на организм человека
- Воздействие на окружающую среду
- Источники информации

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Постеры
- Рефераты
- Рисунки/коллажи

Представление — защита проекта

Каждая группа выбирает одного или нескольких представителей для защиты проекта перед классом. На выступление отводится 3 минуты.

Критерии оценивания

- Значение выявленных реакций
- Научное содержание проекта
- Использованные источники информации
- Соответствие выступления отведенному времени

2.2. Закон сохранения массы

Зная признаки химических реакций, мы можем лишь констатировать, что реакция произошла. Однако мы не знаем, что происходит с молекулами и атомами при химических реакциях. Изменяется ли масса веществ в результате реакции? При каких условиях будут проходить разные химические реакции? Как записывать химические реакции? На эти вопросы нам надо найти ответы.

Около 250–300 лет тому назад химия наиболее тесно была связана с металлургической промышленностью. Химики изучали явления, которые происходят с рудами и с чистыми металлами. Однако тогда еще не были известны кислород, водород, состав воздуха, состав веществ, которые получались при прокаливании металлов на воздухе.

Ранее, изучая химические явления, мы прокаливали медную пластинку в пламени спиртовки до появления черного

налета оксида меди. Если взвесить пластинку до и после прокаливания, то окажется, что ее масса увеличилась. Зная формулы веществ:



мы легко можем объяснить, что масса пластинки увеличилась за счет присоединения кислорода из воздуха. Однако первые ученые, которые проводили такие опыты, не понимали, за счет чего увеличится масса пластинки. Русский ученый М. В. Ломоносов прокаливал металлы не на открытом воздухе, а в запаянной реторте (рис. 2.1). Оказалось, что масса реторты с веществами после нагревания не изменяется. Таким образом, М. В. Ломоносов экспериментально доказал, что масса веществ до и после реакции остается без изменения. Он установил *закон сохранения массы*.

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции,

или

Масса исходных веществ равна массе продуктов реакции.

Независимо от М. В. Ломоносова этот закон был открыт французским ученым Антуаном Лавуазье (1789).

Легко подтвердить правильность этого закона в различных реакциях. Например, на дно сухой колбы с кислородом помещают немного красного фосфора, закрывают колбу пробкой и взвешивают. Осторожно нагревают колбу. Фосфор загорается, и появляется белый дым оксида фосфора (V) — произошла химическая реакция. Остывшую колбу снова взвешивают и убеждаются, что ее масса не изменилась.

Все описанные опыты объясняются на основе *атомно-молекулярного учения*:

- в химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь, происходит только их перегруппировка;
- при перегруппировке разрываются химические связи между атомами в исходных веществах и образуются новые химические связи в молекулах продуктов реакции;

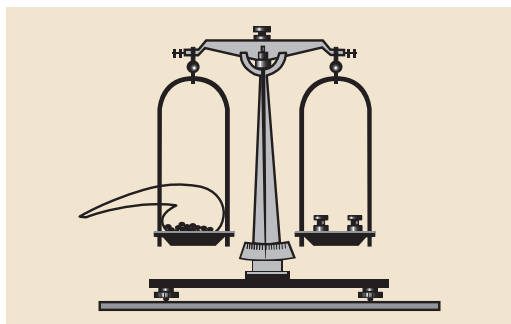
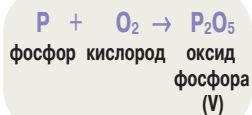


Рис. 2.1. Опыт М. В. Ломоносова



Михаил Васильевич Ломоносов
(1711–1765)

Выдающийся русский ученый. Физик и химик, астроном и географ, геолог и металлург, филолог и поэт, один из основоположников атомно-молекулярного учения. В 1748 г. открыл закон сохранения массы.



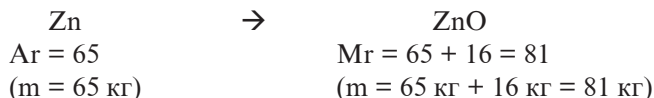
Антуан Лавуазье
(1743–1794)

Французский химик. Открыл закон сохранения массы.

• число атомов каждого элемента до и после реакции не изменяется, поэтому и масса всех исходных веществ равна массе всех продуктов реакции.

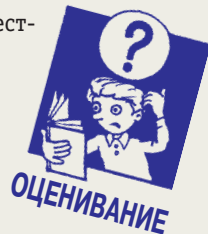
Однако важно знать, что химическая реакция — это не простое перемещение атомов из одной молекулы в другую. Молекула — не простая сумма атомов. Например, у молекулы оксида фосфора (V) P_2O_5 нельзя обнаружить ни свойств свободного фосфора, ни свойств свободного кислорода.

Закон сохранения массы имеет большое практическое значение для химии. На его основе составляют и записывают уравнения химических реакций, делают все производственные расчеты. Например, на химическом заводе получают цинковые белила ZnO . На основании закона сохранения массы легко подсчитать, что при сжигании цинка массой 65 кг в кислороде массой 16 кг образуются цинковые белила массой $65 \text{ кг} + 16 \text{ кг} = 81 \text{ кг}$:



Закон сохранения массы относится ко всем химическим явлениям, которые происходят в окружающем нас мире. Поэтому он является одним из важнейших естественных законов природы.

1. Сформулируй закон сохранения массы веществ и подтверди его известными примерами.
2. Выведи закон сохранения массы из атомно-молекулярного учения.
3. Каково практическое значение закона сохранения массы веществ?
4. Объясни значение закона сохранения массы для промышленности и для лабораторных опытов.



Работа в группе

1. При нагревании оксида ртути (HgO) образуются ртуть и кислород. Вычислите массу кислорода, если при разложении 4,32 г оксида ртути получилась ртуть массой 4 г.
2. Попытайтесь найти аналогии между законом сохранения массы в химии и законами в других науках: математике, физике, других областях знаний.
3. Перепишите в тетрадь и заполните таблицу:

Физическая величина	Обозначение	Единицы измерения	Формула для расчета
Молярная масса			
Относительная молекулярная масса			
Масса вещества			
Количество вещества			

Современные ученые проводят научные эксперименты, собирают и выбирают информацию, выдвигают гипотезы и подтверждают научные идеи. Научная деятельность требует от человека полной отдачи, самоотверженности. Как можно оценить труд ученых? Учреждено много международных премий за научные достижения, но самой главной из них является Нобелевская премия, которую вручают ежегодно.

Лауреаты Нобелевской премии в области химии:

Мария Кюри (7.11.1867 – 4.07.1934) — первая женщина в мире, которая была награждена Нобелевской премией, причем она стала единственным ученым, который получил две Нобелевские премии — в области физики и в области химии. Ее муж Пьер Кюри и дочь Ирэн Жолио-Кюри также были лауреатами Нобелевской премии.

Задание: найди (в энциклопедии, в интернете) информацию о детстве Марии Кюри, о сложности ее научного пути, о ее вкладе в науку.

2.3. Химические уравнения

На основе закона сохранения массы проводят запись химических реакций путем составления химических уравнений.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических знаков, формул и коэффициентов.

Химическое уравнение называют также *уравнением химической реакции*.

Порядок составления химического уравнения

1. *Определяем, какие вещества вступают в реакцию и какие вещества получаются в результате реакции.*

Например, простое вещество медь Cu при прокаливании на воздухе реагирует с простым веществом кислородом O_2 и в результате получается оксид меди (II) CuO — сложное вещество (рис. 2.2).

2. *Химическое уравнение состоит из двух частей — левой и правой.*

В левой части уравнения пишут формулы *исходных веществ (реагентов)*, а в правой — формулы *полученных веществ (продуктов реакции)*. Между исходными и полученными веществами ставят стрелку $\rightarrow$ (знак превращения). Если в левой или правой части по несколько веществ, то между их формулами ставят знак плюс (+).

В нашем примере медь и кислород — исходные вещества, их формулы записываем в левой части уравнения. Оксид меди (II) — продукт реакции, его формулу записываем в правой части уравнения.

Записываем левую и правую части уравнения, соединяя их стрелкой:



Закон сохранения массы веществ: масса исходных веществ равна массе продуктов реакции.

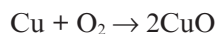
Рис. 2.2. Образование оксида меди (II) (черного цвета) при прокаливании меди в кислороде воздуха



Химическое уравнение	Исходные вещества	→	Продукты реакции
	$\text{Cu} + \text{O}_2$		CuO
	левая часть		правая часть

3. Расставляем коэффициенты (цифры перед формулами веществ) так, чтобы число атомов каждого элемента в обеих частях уравнения было одинаково. Такое действие называют подбором коэффициентов, или уравниванием.

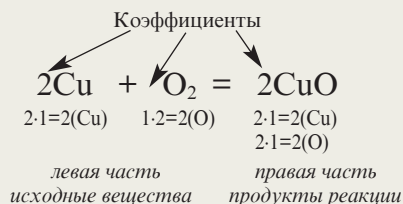
При соединении меди с кислородом в левой части уравнения два атома кислорода, а в правой части — только один. Чтобы число атомов кислорода стало одинаковым, записываем перед формулой CuO коэффициент 2:



Этот коэффициент относится не только к кислороду, но и к меди. В правой части стало два атома меди, поэтому пишем коэффициент 2 перед атомом меди в левой части уравнения. Перед молекулой O_2 коэффициент равен единице. Единица не записывается. Получаем уравнение реакции соединения меди с кислородом:



Химическое уравнение



Составление уравнений

Записываем левую и правую части



Уравниваем число атомов каждого элемента слева и справа: расставляем коэффициенты, но не меняем индексы



Проверяем число атомов до и после реакции

Мы подобрали коэффициенты, т. е. «уравнили реакцию». Теперь число атомов всех элементов до реакции равняется числу атомов после реакции: по два атома меди и по два атома кислорода. Заменяем стрелку $\rightarrow$ знаком равенства (= или $\Rightarrow$).

Знак равенства означает, что число атомов и их масса слева и справа от него одинаковы.

4. Прочитываем составленное химическое уравнение реакции взаимодействия меди с кислородом двумя способами:

а) по химическим знакам и формулам: «два-купрум плюс о-два равняется два-купрум-о»;

б) называя вещества: «два атома меди плюс одна молекула кислорода, получаются две молекулы оксида меди-два».

Химическое уравнение показывает:

а) какие вещества вступают в реакцию и какие вещества получаются в результате реакции;

б) число молекул (атомов) всех веществ;

в) количество всех веществ (число молей каждого вещества).

Коэффициенты в уравнении реакции показывают число молекул или количество (число молей) каждого вещества.

1. Что называется химическим уравнением?
2. Что означают коэффициенты в уравнении реакции?
3. Прочитай следующие химические уравнения:
 а) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ б) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$ в) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
4. Расставь пропущенные коэффициенты и замени стрелки знаком равенства:
 а) $?\text{Ag} + \text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$ г) $2\text{Al} + ?\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{AlBr}_3$
 б) $?\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ д) $?\text{Al} + ?\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
 в) $?\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ е) $?\text{Fe} + ?\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$
 Прочитай уравнения.



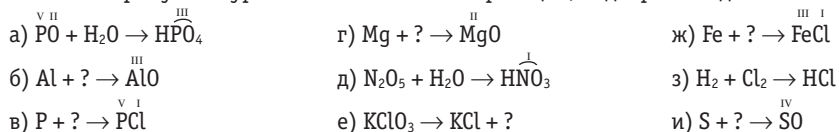
Работа в группе

1. Расставь коэффициенты в схемах химических реакций:
 а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ д) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ и) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
 б) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$ е) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$ к) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
 в) $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$ ж) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$ л) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$
 г) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$ з) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ м) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$



Прочитайте полученные уравнения.

2. Заполните пропуски в уравнениях химических реакций, подберите индексы и коэффициенты:



Укажите тип каждой реакции.

2.4. Типы химических реакций

В настоящее время известно огромное число химических реакций. По общим признакам их разделяют на группы, то есть классифицируют. Если за основу взять число и состав исходных веществ и продуктов реакции, то химические реакции можно разделить на несколько *типов*. Основные типы химических реакций следующие:

1) соединения; 2) разложения; 3) замещения; 4) обмена.

Для начала познакомимся с реакциями соединения и разложения.

2.4.1. Реакции соединения. Признаки реакций соединения

Если смешать порошок серы (желтый) и порошок железа (серый), получится смесь, которую легко разделить физическим способом — с помощью магнита. Железо притягивается к магниту и отделяется от серы. Значит, сера и железо в смеси сохранили свои свойства простых веществ.

Какое явление происходит при смешивании порошков железа и серы?

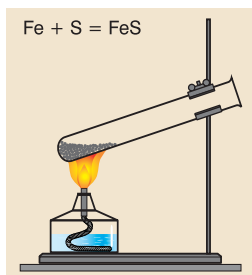


Рис. 2.3. Реакция соединения железа с серой



Рис. 2.4. Реакция соединения фосфора с кислородом

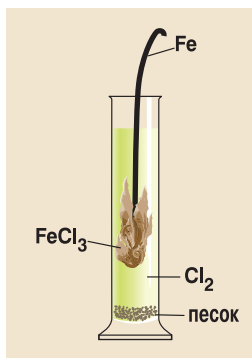


Рис. 2.5. Реакция соединения железа с хлором

В смесях вещества сохраняют свои свойства.

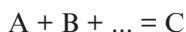
Перенесем эту смесь в пробирку и слегка нагреем ее над пламенем спиртовки (рис. 2.3). Наблюдается сильное раскалывание. Если после остывания разбить пробирку, увидим вещество темно-серого цвета. Это новое вещество — сульфид железа (II). Из него невозможно физическими способами выделить железо и серу, так как полученный продукт реакции не притягивается к магниту. Значит, и железо, и сера потеряли свои свойства и в качестве химических элементов они соединились и вошли в состав химического соединения FeS .

В результате *реакции соединения* двух простых веществ железа и серы получилось *сложное вещество* — сульфид железа (II).



Реакция соединения — это реакция, при которой из двух (или более) простых или сложных веществ образуется одно сложное вещество.

Общая схема реакции соединения:

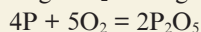
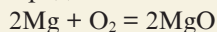


Исходные вещества могут быть простыми или сложными, а продукт реакции соединения — всегда сложное вещество.

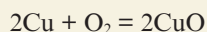
Познакомимся с другими примерами реакций соединения.

Консультация

При сгорании магния или фосфора (рис. 2.4) в кислороде они соединяются с кислородом:

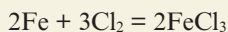


При прокаливании металлов на воздухе они также соединяются с кислородом (рис. 2.2, стр. 27):



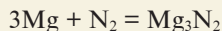
Почти все металлы и большинство неметаллов (кроме фтора, хлора, брома, иода) вступают в реакцию соединения с кислородом. Обобщая, можно сказать, что почти все простые вещества металлы соединяются с неметаллами. Например:

а) железо с хлором (рис. 2.5):



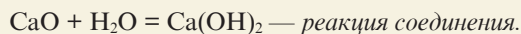
хлорид железа (III)

б) магний с азотом:

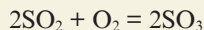


Два или несколько сложных веществ также могут соединяться друг с другом, образуя сложное вещество. Например, при добавлении воды к негашеной извести (оксиду кальция CaO) происходит очень сильное разогревание (рис. 2.6). В результате образуется гашеная известь (гидроксид кальция

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, которую применяют при побелке. Уравнение этой реакции:

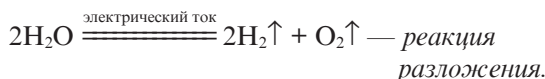


Еще пример, когда соединяются сложное вещество оксид серы (IV) и простое вещество кислород:



2.4.2. Реакции разложения. Признаки реакций разложения

Если через воду пропускать постоянный электрический ток, то происходит разложение воды на водород и кислород:

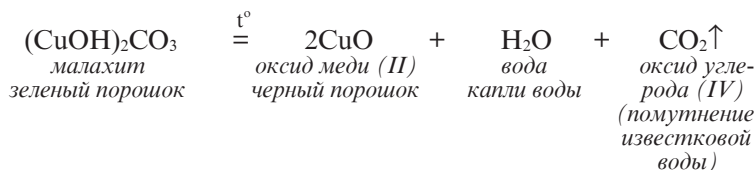


Такая же реакция происходит при сильном нагревании водяных паров.

Поместим в пробирку с газоотводной трубкой зеленый порошок малахита $(\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3)$ и нагреем ее (рис. 2.7). Конец газоотводной трубки опустим в пробирку с известковой водой $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Через некоторое время зеленый порошок малахита почернеет — это образуется оксид меди (II). На стенках пробирки появятся капельки воды, а известковая вода помутнеет. Из биологии вы знаете, что человек выдыхает углекислый газ — CO_2 . Если подуть через трубочку в известковую воду, она помутнеет. Значит, в нашем опыте также образовался углекислый газ — оксид углерода (IV) CO_2 .

Мы распознали все продукты реакции разложения малахита и можем написать ее уравнение:



Какие признаки химических реакций наблюдаются при разложении малахита?

Если в правой части уравнения один из продуктов газ, это отмечают стрелкой вверх справа от формулы.

Реакция разложения — это такая реакция, при которой из одного сложного вещества образуются два (или более) новых простых или сложных вещества.

Общая схема реакции разложения:

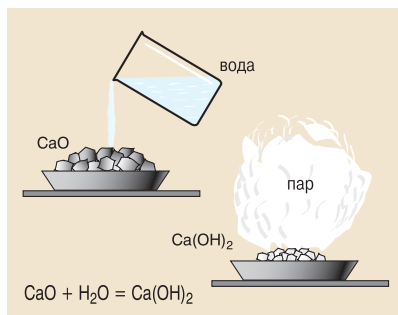


Рис. 2.6. Реакция соединения оксида кальция с водой

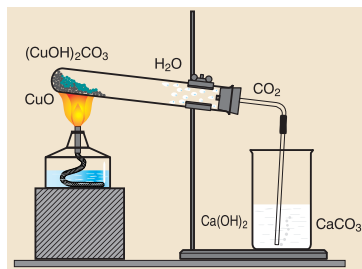
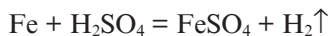


Рис. 2.7. Разложение малахита

2.4.3. Понятие о реакциях замещения и обмена

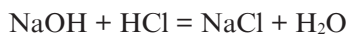
В дальнейшем, помимо реакций соединения и разложения, мы встретимся и с другими типами реакций. Например, в реакции между железом и раствором серной кислоты образуется соль и выделяется водород:



В этом уравнении железо замещает атомы водорода в молекуле серной кислоты.

Реакция, в которой простое вещество замещает атомы одного из элементов в сложном веществе, называется *реакцией замещения*.

Еще одним типом являются реакции, когда одно сложное вещество взаимодействует с другим сложным веществом и образуются два новых сложных вещества. Например:



В этом случае атом натрия из NaOH меняется местами с атомом водорода из HCl, образуя соль NaCl, а атом водорода образует с группой OH молекулу воды. Такой тип превращений называется *реакцией обмена*.

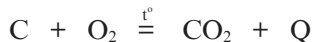
2.4.4. Условия протекания реакций

Многие химические реакции могут протекать только при определенных условиях. Например, при нагревании, измельчении, при растворении в определенном растворителе и т. д.

В химическом уравнении нагревание веществ как условие реакции обозначается значком t° (температура) над знаком равенства. Например,

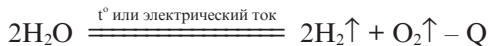


Любая химическая реакция протекает с выделением или поглощением тепла. Большинство реакций соединения протекает с выделением тепла. Например, реакция горения угля в кислороде воздуха сопровождается выделением тепла и света, что обозначается знаком Q (кю), записанном в правой части уравнения реакции (+ Q):



Такие реакции называются *экзотермическими*.

Реакции разложения происходят только при нагревании и протекают с поглощением тепла (- Q). Например, разложение воды на водород и кислород протекает при высокой температуре или под действием электрического тока — *эндотермическая реакция*:



Обозначения « t° », «электрический ток» и некоторые другие указывают тогда, когда характеризуют условия протекания химических реакций.

1. Объясни, по какому признаку химические реакции разделяют на типы.

2. Соедини соответствующие пары:

а) реакция соединения

1) $\text{C} = \text{A} + \text{B}$

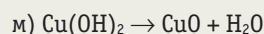
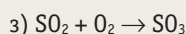
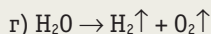
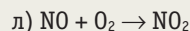
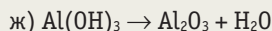
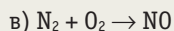
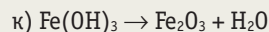
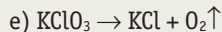
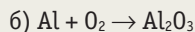
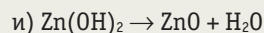
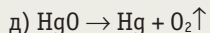
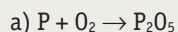
б) реакция разложения

2) $\text{A} + \text{B} = \text{C}$

Аргументируй выбор.



3. Закончи уравнения реакций, определи коэффициенты:

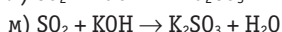
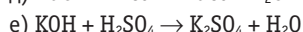
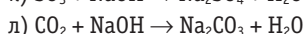
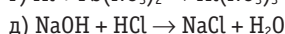
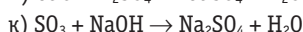
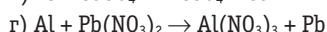
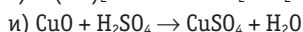
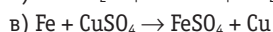
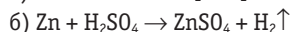
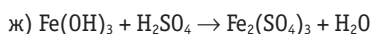
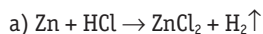
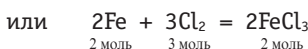
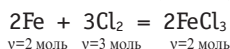


Укажи тип каждой реакции.

4. Напиши уравнения реакций между: а) цинком Zn и серной кислотой H_2SO_4 ; б) гидроксидом кальция $Ca(OH)_2$ и хлороводородной кислотой HCl . Укажи тип каждой реакции.

Работа в группе

Дополните схемы реакций соответствующими коэффициентами. Укажите количество каждого из веществ, участвующих в реакции. Образец:



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Исследование реакций соединения и разложения, идентификация признаков этих реакций

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- шпатель

- металлический штатив
- спиртовка

- фильтровальная бумага
- железо (порошок)

- малахит
- сера (порошок)
- известковая вода

1. Взаимодействие металлов с неметаллами

На фильтровальную бумагу перенесите на кончике шпателя порошок серы (желтого цвета) и на кончике шпателя порошок железа (серого цвета). Перемешайте.

Наблюдаете ли вы какие-либо изменения? Как называется это явление? Перенесите смесь в пробирку и закрепите ее в лапке штатива (рис. 2.3, стр. 30). Нагрейте немного содержимое пробирки в пламени спиртовки. Наблюдается сильное раскаливание смеси, что свидетельствует о химическом превращении. Немедленно прекратите нагревание. Что наблюдаете после охлаждения? Остались ли следы смеси исходных веществ или только новое вещество? Каков цвет конечного продукта?

Напишите уравнение реакции и сформулируйте вывод о типе реакции между простыми веществами — железом и серой.

2. Термическое разложение малахита

Поместите в пробирку 1/2 шпателя зеленоватого порошка малахита (его формула $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$) и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с известковой водой $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (рис. 2.7, стр. 31). Нагрейте пробирку с малахитом в пламени спиртовки. Через 2–3 минуты зеленоватый порошок малахита начинает чернеть (образуется оксид меди (II) черного цвета), на стенках пробирки появляются капельки воды, а во второй пробирке мутнеет известковая вода — образуется осадок CaCO_3 .

Сделайте выводы о природе исходного вещества и продуктов реакции. К какому типу относится эта реакция? В чем ее отличие от первой реакции?

Напишите уравнение реакции, описанной в этом опыте.

Составьте общие схемы реакций из опытов 1 и 2.

Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

2.5. Вычисления по химическим уравнениям

Ранее мы проводили вычисления по химической формуле. Разберем порядок действий для решения задач по химическим уравнениям.

В расчетных задачах по химии всегда есть две части: *химическая* и *математическая*.

Химическая часть включает:

- а) краткую запись условия задачи;
- б) уравнения всех химических реакций, о которых говорится в условии задачи.

Математическая часть — это решение задачи с помощью формул, пропорций, логических схем.

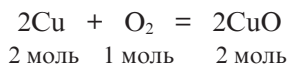
Разберем порядок действий при решении задачи.

Учитывая, что вещества реагируют в определенном мольном отношении, мы можем рассчитать количество одного вещества, зная количество другого вещества, участвующего в реакции.

Посмотрим, что мы можем вычислить по химическому уравнению? Например:



Для ответа на вопрос вспомним, что коэффициенты в уравнении равны количеству вещества. В этой реакции участвуют 2 моль Cu , 1 моль O_2 и образуется 2 моль CuO . Запишем это под уравнением реакции:



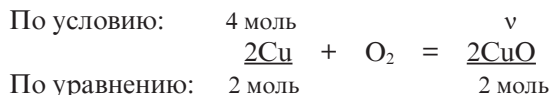
А если взять для реакции 4 моль Cu ? Сколько потребуется кислорода? Запишем это над уравнением реакции:



Легко подсчитать, что $v(\text{O}_2)$ будет в два раза меньше, чем $v(\text{Cu})$. Очевидно, что $v(\text{O}_2)$ пропорционально $v(\text{Cu})$. Можно записать пропорцию:

$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{v(\text{O}_2)}{1 \text{ моль}}; \text{ откуда } v(\text{O}_2) = \frac{4 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 2 \text{ моль}$$

Поставим еще один вопрос. Какое количество вещества оксида меди (II) образуется, если для реакции взяли 4 моль меди? Запишем данные под формулами и над формулами веществ (Cu и CuO).



По уравнению: 2 моль

По уравнению $v(\text{Cu}) = v(\text{CuO})$

Значит, и по условию, если прокалить медь количеством 4 моль, образуется оксид меди (II) количеством 4 моль.

2.5.1. Вычисление количества вещества продукта реакции по известному количеству вещества реагента

Задача

Фосфор входит в состав костной ткани. Вычислите количество вещества оксида фосфора (V), полученного в результате взаимодействия фосфора с кислородом, если было использовано 2 моль фосфора.

Алгоритм

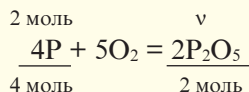
1. Записываем краткое условие задачи.
2. Записываем уравнение реакции и расставляем коэффициенты.
3. Подчеркиваем формулы веществ, о которых говорится в условии.
4. Под уравнением записываем количество вещества по уравнению.
5. Над уравнением записываем количество вещества по условию.
6. Составляем и решаем пропорцию.
7. Записываем ответ.

1. Дано:

$$v(\text{P}) = 2 \text{ моль}$$

Найти: $v(\text{P}_2\text{O}_5)$ или $v(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$

2–5.



$$6. \quad \frac{2 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{v(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \text{ моль}}$$

$$2 \text{ моль} \times 2 \text{ моль} = 4 \text{ моль} \times v(\text{P}_2\text{O}_5)$$

$$v(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{4 \text{ моль}}{4} = 1 \text{ моль}$$

Ответ: количество вещества оксида фосфора (V) равно 1 моль.

2.5.2. Вычисление количества вещества реагента по известному количеству вещества продукта реакции

В предыдущем параграфе мы решали задачи по вычислению количества вещества продукта реакции по известному количеству вещества реагента. Далее рассмотрим несколько примеров на вычисление количества вещества реагента по известному количеству вещества продукта реакции.

Задача

Алюминий в больших количествах используется в производстве посуды. При взаимодействии алюминия с хлором образовалось 4 моль хлорида алюминия. Вычислите количество вещества хлора, необходимого для реакции.

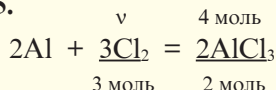
Алгоритм

1. Записываем краткое условие задачи.
2. Записываем уравнение реакции и расставляем коэффициенты.
3. Подчеркиваем формулы веществ, о которых говорится в условии.
4. Под уравнением записываем количество вещества по уравнению.
5. Над уравнением записываем количество вещества по условию.
6. Составляем и решаем пропорцию.
7. Записываем ответ.

1. Дано:

$$\frac{v(\text{AlCl}_3) = 4 \text{ моль}}{v(\text{Cl}_2) = ?}$$

2–5.



6. $\frac{v(\text{Cl}_2)}{3 \text{ моль}} = \frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}}$

$$2 \times v(\text{Cl}_2) = 4 \times 3 \text{ моль}$$

$$v(\text{Cl}_2) = \frac{12 \text{ моль}}{2} = 6 \text{ моль}$$

Ответ: количество вещества хлора, необходимого для получения 4 моль AlCl_3 , равно 6 моль.

Задача

Хлорид цинка — вещество с антимикробным действием, входящее в состав зубных паст. Вычислите количество вещества хлора, вступившего в реакцию с цинком, если в результате реакции получился хлорид цинка количеством 4 моль.

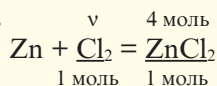
Алгоритм

1. Записываем краткое условие задачи.
2. Записываем уравнение реакции и расставляем коэффициенты.
3. Подчеркиваем формулы веществ, о которых говорится в условии.
4. Записываем количество вещества по уравнению реакции и по условию задачи.
- 5–6. Составляем и решаем пропорцию.
7. Записываем ответ.

Дано:

$$\frac{v(\text{ZnCl}_2) = 4 \text{ моль}}{v(\text{Cl}_2) = ?}$$

2–4.



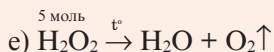
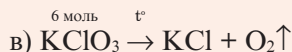
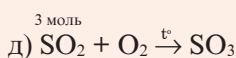
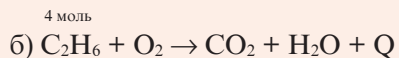
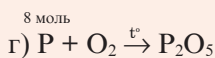
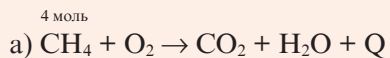
5–6. $\frac{v(\text{Cl}_2)}{1 \text{ моль}} = \frac{4 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$

$$v(\text{Cl}_2) = \frac{1 \text{ моль} \times 4 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 4 \text{ моль}$$

Ответ: количество вещества хлора равно 4 моль.

Задачи

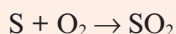
- 1** Расставь коэффициенты в схемах реакций:



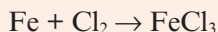
Вычисли количество вещества кислорода для каждой реакции (пункты а-е), предварительно сформулировав условие задачи. Запиши краткое условие и реши задачу по алгоритму на стр. 35–36.

- 2** Выбери любое уравнение реакции из упражнений на стр. 33, составь и реши задачу на его основе.

- 3** Вычисли количество вещества серы, необходимого для получения оксида серы (IV) SO_2 количеством 5 моль по реакции:

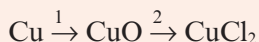


- 4** а) Расставь коэффициенты и укажи тип реакции:



б) Вычисли количество вещества железа, необходимого для получения хлорида железа (III) FeCl_3 , количеством 6 моль.

- 5** Дана цепочка превращений, в которой медь окисляется, а полученный оксид взаимодействует с HCl :



а) Напиши уравнения реакций для каждого этапа (1, 2).

б) Вычисли количество вещества продукта реакции на каждом этапе, если количество вещества меди равно 3 моль.

- *6** а) Расставь коэффициенты и укажи тип реакции:



б) Рассчитай количество вещества перманганата калия (KMnO_4), необходимого для получения кислорода количеством вещества 2 моль.

Суммативное оценивание по единице обучения «Химические реакции»

I. Закончи следующие предложения:

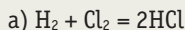
- а) вещества, которые вступают в реакцию, называются...;
б) вещества, которые получаются в результате реакции, называются... .

II. К понятиям из колонки А подбери соответствующие уравнения реакций из колонки Б и подходящую букву напиши на линии слева:

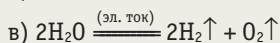
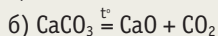
А

Б

_____ 1. Реакция разложения



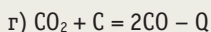
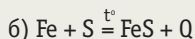
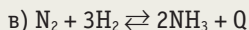
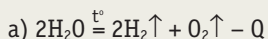
_____ 2. Реакция соединения



III. Классифицируй реакции, записав соответствующие буквы:

Реакции соединения: _____

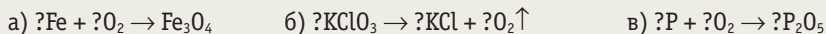
Реакции разложения: _____



IV. Из приведенных выражений выбери признаки химических реакций:

- | | |
|---------------------------------|------------------------|
| а) изменение цвета; | г) таяние льда; |
| б) деформация медной проволоки; | д) образование осадка; |
| в) выделение газа; | е) появление запаха. |

V. Подбери коэффициенты и преобразуй схемы в уравнения реакций:



VI. *Реши задачу.* Хлор — это жизненно важный для организма элемент, существующий в виде хлорида калия. Какое количество вещества хлорида калия образуется при взаимодействии 2,5 моль калия с хлором (Cl_2)?

VII. Расставь коэффициенты в следующей схеме: $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\uparrow$

Сумма всех коэффициентов равна:

- а) 6 б) 8 в) 10 г) 13

VIII. В каком из перечисленных случаев расходуется большее количество вещества кислорода?

- а) при сгорании меди количеством вещества 2 моль по схеме $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$;
б) при сгорании фосфора количеством вещества 2 моль по схеме $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$.

Аргументируй ответ вычислениями.



После изучения этой главы ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общения понятиями, относящимися к кислороду, водороду; реакциям горения, окисления, восстановления, замещения;
- характеризовать химические элементы кислород и водород по положению в Периодической системе;
- применять алгоритм характеристики химического вещества на примере кислорода и водорода (состав, строение, получение, физические и химические свойства, обнаружение, применение, значение);
- моделировать химические свойства и методы получения кислорода и водорода с помощью химических уравнений;
- исследовать экспериментально получение и свойства кислорода и водорода, с соблюдением правил техники безопасности;
- решать задачи по химическим уравнениям с использованием понятий количество вещества, масса вещества.

3.1. Кислород. Нахождение в природе

Мы живем на дне воздушного океана и должны знать о нем как можно больше. Без еды и воды человек способен прожить относительно длительное время, а без воздуха — всего несколько минут. Основную роль в процессе дыхания играет кислород. Но чистым кислородом дышать опасно, поэтому природа «разбавила» кислород азотом и дала нам удивительную смесь газов — *воздух*.

Долгое время воздух считали простым веществом. Русский ученый М. В. Ломоносов показал, что при прокаливании металлов в закрытом сосуде к ним присоединяется только часть воздуха. Таким образом, воздух — это смесь газов.

3.1.1. Кислород — составная часть воздуха

Более точно состав воздуха установил французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Он установил, что доля кислорода в воздухе составляет 1/5 по объему (21 %), остальное — азот и другие газы.

Термин «азот» означает «безжизненный». Его в воздухе 78 % по объему. В состав воздуха входят также инертные газы аргон Ar, неон Ne, криптон Kr, ксенон Xe, гелий He, которые составляют 0,94 %, углекислый газ — 0,03 %, другие газы и водяные пары — 0,03 % (рис. 3.1).

Как видно из рис. 3.1, по мере удаления от поверхности Земли состав атмосферного воздуха меняется. В нижних слоях атмосферы состав такой, как мы изучили, а в верхних слоях — преобладают водород и самый легкий инертный газ гелий He.

Какова масса воздуха? Состав чистого воздуха почти постоянный. Поэтому ученые вычислили величину средней относительной молекулярной массы воздуха, она равна 29. Чистые газообразные вещества часто сравнивают с воздухом — легче или тяжелее воздуха. Сравним относительные молекулярные массы известных нам газов (H_2 , O_2 , CO_2) с относительной молекулярной массой воздуха:

$$M_r(H_2) = 2; M_r(O_2) = 32; M_r(CO_2) = 44; M_r(\text{воздуха}) = 29.$$

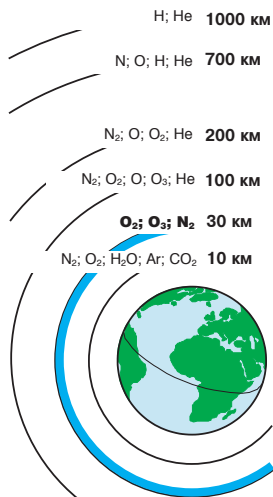


Рис. 3.1. Состав газовой оболочки Земли на разных высотах

Как видим, водород намного легче воздуха, а углекислый газ и кислород — тяжелее. Таким образом, не производя никаких измерений, мы смогли определить, какие газы легче, а какие — тяжелее воздуха.

3.1.2. Кислород в природе

Кислород — самый распространенный химический элемент на нашей планете. Простого вещества — кислорода в воздухе 1/5 по объему ($\approx 21\%$).

Как химический элемент кислород входит в состав большинства веществ земной коры (49,13 %) по массе. Это вода H_2O , песок SiO_2 и различные минералы.

В организме человека 62 % кислорода, он входит в состав воды, жиров, белков, углеводов. Таким образом, кислород находится как вокруг нас, так и в нас самих (рис. 3.2).

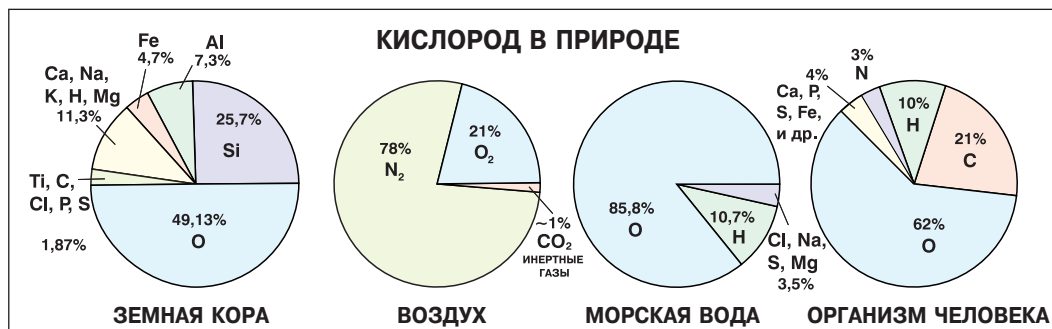


Рис. 3.2. Содержание кислорода и других элементов в земной коре, морской воде, организме человека (в % по массе) и в воздухе (в % по объему)

VI	
8	O
КИСЛОРОД 15,999	
16	S
СЕРА 32,064	
24	Cr
ХРОМ 52,00	
34	Se
СЕЛЕН 78,96	
42	Mo
МОЛИБДЕН 95,94	
52	Te
ТЕЛЛУР 127,60	

3.1.3. Кислород — химический элемент

Рассмотрим характеристику химического элемента кислорода по его положению в Периодической системе элементов:

1. *Химический знак* кислорода O (от лат. *oxigenium*). В русском языке этот элемент называли кислородом, то есть «кислоту рождающий».

2. *Относительная атомная масса* $A_r(\text{O}) = 16$.

3. *Положение в Периодической системе*: порядковый номер 8, II период, VI группа, главная подгруппа.

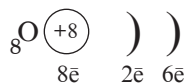
4. *Характер*: кислород — это неметаллический химический элемент.

5. *Строение атома кислорода*:

- заряд ядра $Z = +8$;
- число протонов $N_p = 8p$;
- число нейтронов ($N_n = A_r - Z$) $N_n = 16 - 8 = 8n$;
- общее число электронов $N_e = 8e$;

- число энергетических уровней равно номеру периода — двум;
- распределение электронов по уровням: на первом два электрона, на втором (внешнем) шесть электронов.

Электронная схема строения атома кислорода:



6. *Валентность* кислорода равна разности «восемь минус номер группы» $8 - 6 = 2$ ($\overset{\text{II}}{\text{O}}$). Кислород двухвалентен.

3.1.4. Кислород — простое вещество

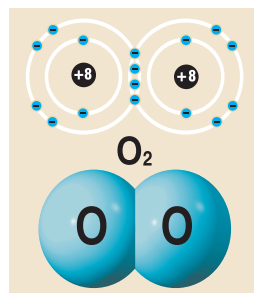
Неметаллический химический элемент кислород образует простое вещество кислород неметалл.

Химическая формула кислорода O_2 — это молекулярная формула.

Электронная формула молекулы кислорода: $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ и графическая формула $\text{O}=\text{O}$, связь двойная ковалентная непolarная.

Относительная молекулярная масса $M_r(\text{O}_2) = 32$.

Молярная масса $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$.



1. Назови два основных газа в воздухе.
2. Какие из следующих газов: H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , N_2
а) тяжелее воздуха; б) легче воздуха?
3. Охарактеризуй химический элемент кислород по плану:
а) химический знак; б) относительная атомная масса; в) положение в Периодической системе; г) строение атома; д) валентность.
4. Охарактеризуй простое вещество кислород по плану:
а) химическая формула; б) строение молекулы (какими химическими связями соединены атомы); в) относительная молекулярная масса; г) молярная масса.
5. В виде чего — химического элемента или простого вещества — кислород содержится
а) в воздухе; б) в морской воде; в) в земной коре; г) в организме человека?

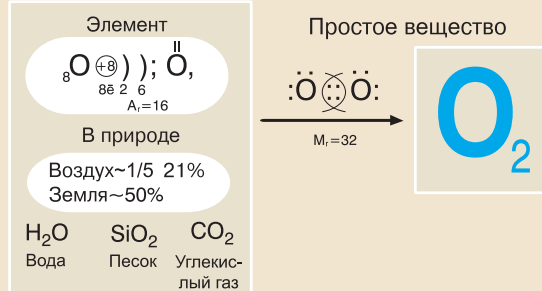


Работа в группе

1. Масса ученика 45 кг. Найдите массу кислорода, содержащегося в его организме (см. рис. 3.2, стр. 40).

2. По рисунку справа дайте общую характеристику кислорода:

Общая характеристика



3.2. Кислород и озон. Аллотропия. Биологическая роль

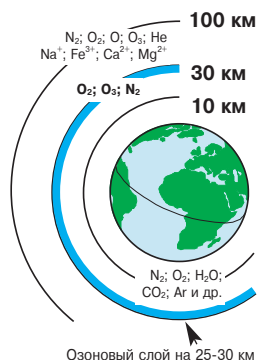


Рис. 3.3. Озоновый щит Земли

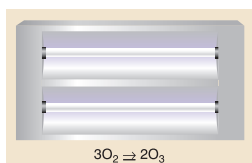


Рис. 3.4. Озонирование воздуха кварцевой лампой в больничной палате



Рис. 3.5. Оцените пользу и вред товаров бытовой химии

Аллотропия. Озон — простое вещество с молекулярной формулой O_3 . Так же, как и кислород O_2 , озон O_3 состоит из атомов химического элемента кислорода.

Существование нескольких простых веществ, образованных одним химическим элементом, называется аллотропией.

Кислород O_2 и озон O_3 — аллотропные видоизменения элемента кислорода. Точно также алмаз и графит — аллотропные видоизменения элемента углерода.

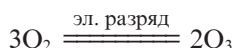
У кислорода O_2 и озона O_3 разный состав молекул, поэтому и разные свойства. Так, кислород не имеет запаха, а у озона запах специфический («*озон*» в переводе с греческого означает *пахнущий*).

Биологическая роль кислорода. Известно, что кислородом воздуха дышат все живые организмы нашей планеты. Все химические превращения в организме, включая те, что обеспечивают его необходимой энергией, происходят с участием кислорода. Вот почему кислород — это вещество, крайне необходимое для жизни. Но оказалось, что долго дышать чистым кислородом нельзя. Это опасно для жизни. Однако малыми порциями, в экстремальных случаях, он необходим для спасения человеческих жизней. Кислород применяют при болезнях, затрудняющих дыхание.

В специальных кислородных масках работают пожарники, летчики-высотники. Для водолазов готовят специальные смеси из кислорода и инертных газов, а для космонавтов — смеси газов, состав которых близок к составу атмосферного воздуха.

Биологическая роль озона. Озон опоясывает Землю и находится в воздушной оболочке нашей планеты — в стратосфере. Если измерить толщину его слоя у поверхности Земли, то она составила бы всего 3 мм. Именно этот тонкий слой называют *озоновым щитом Земли*. Он жизненно важен для нашей планеты, так как защищает нас от губительного ультрафиолетового излучения. Озоновый слой расположен на высоте 25–30 км от поверхности Земли и имеет толщину ≈ 10 км (рис. 3.3).

Озон может образоваться и у поверхности Земли. Так, во время грозы, при электрических разрядах образуются небольшие количества озона из кислорода:



Вот почему после дождя мы ощущаем запах свежести. Такой запах есть и в сосновом лесу, и на морском берегу, потому

что сосновая смола и выброшенные на берег водоросли при взаимодействии с кислородом воздуха образуют озон.

Озон может быть получен и с помощью кварцевых ламп (рис. 3.4), применяемых в больничных палатах. При содержании озона в воздухе 0,00001 % (0,1 мг/м³) бактерии погибают в результате окисления озоном.

При исследовании биологической роли веществ определяют, какое количество вещества необходимо организму (точная норма). Превышение этой нормы делает вещество вредным для здоровья.

В больших количествах озон очень опасен для человека.

Человечество погибнет, если содержание озона в воздухе превысит 1 %. Предельно допустимая концентрация (ПДК) озона в воздухе составляет 0,1 мг/м³.

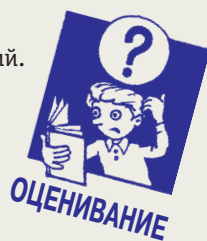
Человек своей деятельностью может нарушить и истощить озоновый слой. В результате образуются «озоновые дыры».

Для защиты озонового слоя Венская конвенция (1985 г.) и Монреальский протокол (1987 г.) обязывают подписавшие стороны исключить из производства вещества, разрушающие озоновый слой, или (если вещества имеют промышленное значение) не допускать их выбросы в атмосферу. Наиболее опасны для озонового слоя фреоны — органические соединения галогенов (фтора, хлора, брома), которые добавляют для распыления в аэрозольные баллончики (рис. 3.5), применяют как хладагенты в холодильных установках и др.



16 сентября
Международный
день охраны
озонового слоя!

1. Объясни, почему надо проветривать жилые и рабочие помещения.
2. Что такое аллотропия? Приведи примеры аллотропных видоизменений.
3. Опиши полезные и вредные свойства озона.
4. Какова роль озонового щита Земли?
5. Что разрушает озоновый слой?
6. Выбери верные выражения.
Аллотропные видоизменения элемента:
 - а) имеют одинаковый качественный состав;
 - б) могут отличаться числом атомов в молекуле;
 - в) отличаются по физическим свойствам;
 - г) имеют одинаковую биологическую роль.
7. Вычисли количество вещества озона, который образуется из кислорода количеством вещества 9 моль.
8. Вычисли количество вещества углекислого газа, который попадает в воздух при сжигании углерода количеством вещества 100 моль.





Работа в группе

1. С помощью диаграммы Венна продемонстрируйте сходства и различия кислорода и озона.



Примечание. Диаграмма Венна — схематичное представление отношений между утверждениями или логическими выводами. Посредством этой диаграммы можно разделить различные и объединить общие свойства, характеризующие 2–3 тела, вещества, явления и т. д. Таким образом, перечисляя характеристики кислорода и озона, мы сможем легко найти, чем отличаются эти два вещества и что общего между ними.

2. Составьте химический кроссворд, в котором ключевым словом будет важное свойство кислорода.
3. Используя интернет, найдите самую последнюю информацию о защите озонового слоя Земли.



Карл Вильгельм Шееле (1742–1786)

Шведский химик. В 1772 г. установил, что воздух состоит из кислорода и азота.

3.3. Получение и физические свойства кислорода

3.3.1. Получение кислорода

Чтобы изучить свойства кислорода, его надо получить в чистом виде. Получают кислород из веществ, которые его содержат. Впервые кислород был получен при разложении оксида ртути HgO в 1771 году шведским ученым К. Шееле, а затем английским химиком Дж. Пристли по реакции:



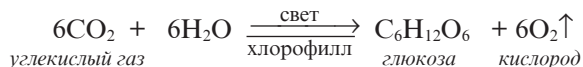
Позднее французский химик А. Лавуазье изучил свойства этого вещества и назвал его *Oxygenium* (кислород).

В общем случае различают три способа получения веществ: 1) в естественных условиях (в природе), 2) в промышленности, 3) в лаборатории. Для получения кислорода возможны все эти способы.

1 Образование в природе

Откуда кислород в атмосфере?

Из изученного ранее на уроках химии и биологии мы знаем, что растения на свету поглощают углекислый газ и выделяют кислород. Таким образом, в природе кислород образуется в результате процесса фотосинтеза, который происходит в зеленых частях растений под действием солнечного света и тепла:

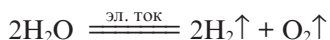


2 Получение кислорода в промышленности

Из воздуха. В состав воздуха входят азот (78 %), кислород (21 %) и некоторые другие газы. При сильном охлаждении и сжатии воздух переходит в жидкое состояние. Если нагревать жидкий воздух, то первым испаряется азот (при темпера-

туре минус 196 °С), а кислород остается в жидком состоянии до температуры минус 183 °С, а затем испаряется и кислород.

Разложение воды электрическим током. Так получают наиболее чистый кислород. Реакция протекает по уравнению:



Хранят и перевозят газообразный кислород в стальных баллонах голубого цвета (рис. 3.6) под давлением в 150 раз выше обычного атмосферного давления (15 МПа). Жидкий кислород хранят и перевозят в сосудах с двойными стенками, между которыми выкачан воздух (такой же принцип используется в бытовом термосе). Тепло извне не проникает в сосуд, и кислород остается жидким.

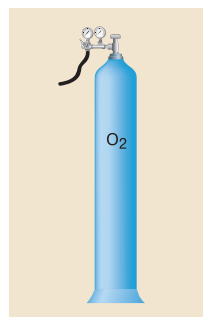
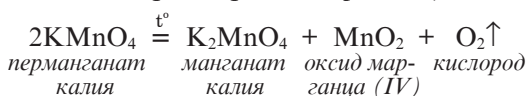


Рис. 3.6. Хранение жидкого кислорода

3 Получение кислорода в лаборатории

*Разложение перманганата калия KMnO_4

Возможностей для работы в лаборатории (по сравнению с промышленным производством) меньше. Обычно в лаборатории используют небольшие количества веществ, применяя более простые условия для проведения реакций. Один из лабораторных методов получения кислорода — разложение перманганата калия при нагревании (рис. 3.7):



Разложение пероксида водорода H_2O_2

Если пробирку с раствором пероксида водорода нагреть в руке, начинается реакция разложения, которая сопровождается слабым выделением бесцветного газа:



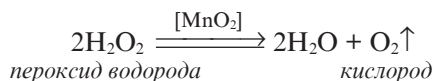
При добавлении в эту пробирку порошка оксида марганца (IV) происходит бурная реакция с выделением кислорода. Следовательно, добавление оксида марганца (IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода.

Вещества, которые ускоряют химическую реакцию, называют катализаторами.

Если после реакции отфильтровать и взвесить порошок оксида марганца (IV), то окажется, что его масса не уменьшилась, т. е. оксид марганца (IV) не израсходовался.

Катализатор не расходуется в химической реакции.

Присутствие катализатора — это одно из условий протекания реакции разложения пероксида водорода. В уравнении реакции катализатор записывают над знаком равенства в квадратных скобках:



Сравни методы получения кислорода в промышленности и в лаборатории.

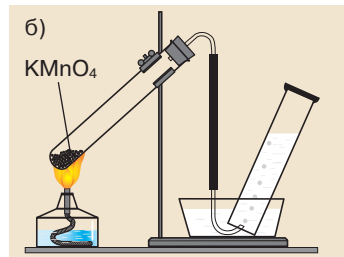


Рис. 3.7. Собираение кислорода вытеснением а) воздуха; б) воды

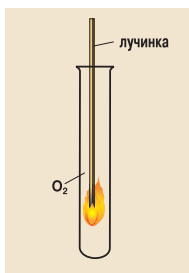


Рис. 3.8.
Обнаружение
кислорода

3.3.2. Физические свойства кислорода

Кислород — это газ без цвета, запаха и вкуса. Он мало растворим в воде: в одном литре воды растворяется всего 30 мл кислорода. Но этого достаточно для поддержания дыхания обитателей водной среды. Кислород немного тяжелее воздуха.

При очень низкой температуре ($-183\text{ }^{\circ}\text{C}$) кислород превращается в голубую жидкость. При этой же температуре кислород закипает. Светло-голубые кристаллы твердого кислорода образуются при $-218\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Собирание и обнаружение кислорода. Собираение кислорода можно проводить двумя методами: вытеснением воздуха или вытеснением воды.

а) *Метод вытеснения воздуха* (рис. 3.7,а) основан на том, что более тяжелый кислород собирается на дне сосуда и, поднимаясь, постепенно вытесняет воздух.

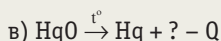
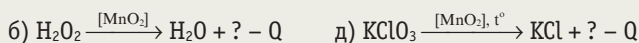
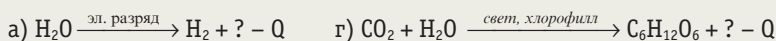
б) *Метод вытеснения воды* (рис. 3.7,б) основан на том, что газообразный кислород плохо растворим в воде. Он под давлением поступает в пробирку, наполненную водой, и вытесняет воду.

Обнаружение кислорода: в пробирку с собранным газом опускают тлеющую лучинку. В присутствии кислорода лучинка вспыхивает (рис. 3.8).

- Охарактеризуй физические свойства простого вещества кислород по плану: а) цвет; б) запах; в) вкус; г) тяжелее или легче воздуха; д) растворимость в воде; е) при какой температуре сжижается (кипит), затвердевает (плавится).

- Перечисли известные тебе вещества, из которых получают кислород.

- Закончи уравнения реакций, подбери коэффициенты:



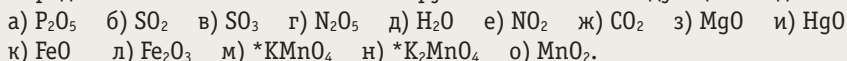
Укажи тип реакции.

- Охарактеризуй условия протекания реакций из пункта 3.

- Дай определение катализаторам. Приведи примеры.

- Впервые кислород был получен (кем?) по реакции разложения оксида ртути HgO . Составь уравнение этой реакции. Если количество вещества оксида ртути 10 моль, вычисли количество вещества кислорода, полученного в результате реакции.

- Определи валентность элементов и *групп элементов в следующих соединениях:



- Составь формулы по валентности:



- Вычисли количество вещества воды, необходимого для получения кислорода количеством вещества 85 моль.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Получение и обнаружение кислорода

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- раствор пероксида водорода (3 %)
- порошок MnO_2
- штатив с пробирками, шпатель, лучинка
- пробка с газоотводной трубкой

1. В пробирку (1) налейте 2 мл раствора пероксида водорода. Затем добавьте на кончике шпателя порошок оксида марганца (IV) и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки опустите в другую пробирку (2) до дна. Когда прекратится выделение газа в пробирке 1, выньте конец газоотводной трубки из пробирки 2 и внесите в нее тлеющую лучинку. Что наблюдаете?
2. Напишите уравнение реакции получения кислорода. Какую роль в этой реакции играет MnO_2 ? Как обнаружить кислород? Сделайте выводы.
3. Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

3.4. Химические свойства кислорода

Кислород химически очень активен. Он реагирует с простыми веществами — неметаллами и металлами, а также со сложными веществами.

3.4.1. Реакции горения (окисления)

В повседневной жизни мы часто наблюдаем, как горят на воздухе (с выделением тепла и света) природный газ, бумага, дрова и т. д. Это происходит благодаря присутствию кислорода в воздухе.

Химический процесс взаимодействия веществ с кислородом называется *окислением*.

Химическая реакция, в которой окисление веществ сопровождается выделением тепла и света, называется *горением*.

Иногда в природе может происходить медленное окисление кислородом, сопровождающееся выделением тепла, но без выделения света. Например, гниение — это медленное окисление сложных органических веществ. Так, гниение опавших листьев сопровождается выделением тепла.

3.4.2. Взаимодействие кислорода с неметаллами

С кислородом взаимодействуют почти все неметаллы, кроме фтора, брома, хлора и иода.

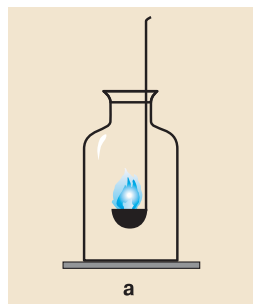
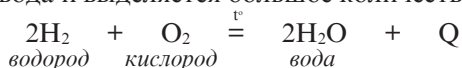


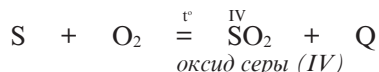
Рис. 3.9. Горение серы (а) и фосфора (б) в кислороде

а) Взаимодействие с водородом. Самый легкий неметалл — водород горит бесцветным пламенем. В результате реакции образуется вода и выделяется большое количество тепла:

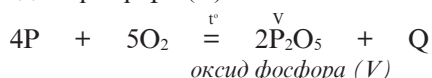


б) Взаимодействие с серой. Нагреем в железной ложечке много серы. Сера загорится слабым голубоватым пламенем. Опустим ложечку с горящей серой в сосуд с кислородом (рис. 3.9, а). Горение серы усилится и появится ярко-голубое пламя.

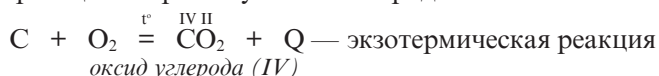
В сосуде образуется бесцветный газ с резким раздражающим запахом — оксид серы (IV) SO_2 :



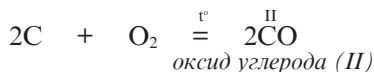
в) Взаимодействие с фосфором. Возьмем в железную ложечку немного фосфора и нагреем. Фосфор загорается. Внесем горящий фосфор (рис. 3.9, б) в сосуд с кислородом — горение усилится и сосуд быстро заполнится густым белым дымом — оксидом фосфора (V):



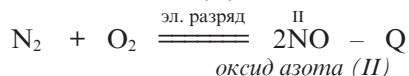
г) Взаимодействие с углеродом. Если раскалим в пламени спиртовки уголек, заметим, что он не горит, а только тлеет. Внесем тлеющий уголек в сосуд с кислородом (рис. 3.10). Он раскалится добела и быстро сгорает без пламени с выделением тепла. Нальем в сосуд известковую воду — она заметно помутнеет. Значит, в результате реакции получился углекислый газ — оксид углерода (IV) CO_2 . Запишем уравнение реакции сгорания угля в кислороде:



При недостатке кислорода образуется очень опасный угарный газ CO — оксид углерода (II):



д) Взаимодействие с азотом. При определенных условиях (при электрическом разряде) даже азот, который очень пассивен, взаимодействует с кислородом с образованием бесцветного газа — оксида азота (II):



3.4.3. Взаимодействие кислорода с металлами

Большинство металлов, кроме благородных (золота, платины и др.) также реагирует с кислородом, некоторые — очень активно (Li, Na, K, Ca), другие — менее активно (Fe,

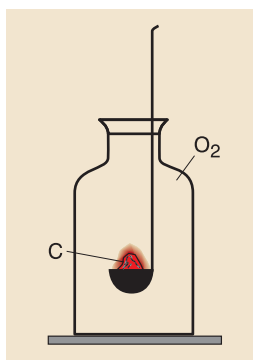
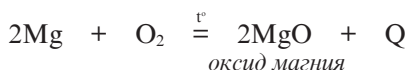


Рис. 3.10. Горение угля в кислороде

Пользуясь Периодической системой элементов, назови неметаллы, которые взаимодействуют с кислородом.

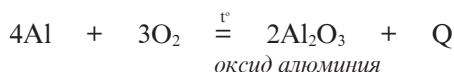
Zn, Cu). Обычно для возникновения реакции требуется нагревание, а далее реакции идут самопроизвольно с выделением света или тепла.

а) Взаимодействие с магнием и кальцием. Магний и в воздухе сгорает ослепительным пламенем (рис. 3.11.), а если зажженную магниевую ленту опустить в сосуд с кислородом, яркость пламени усилится. В результате реакции образуется белый порошок оксида магния:

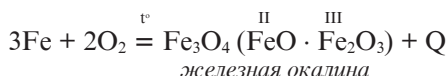


Кальций имеет много общего с магнием, потому что, как и магний, находится в главной подгруппе II группы Периодической системы химических элементов. Кальций химически более активен, чем магний, и может самовоспламеняться на воздухе. Поэтому его хранят в закрытых сосудах под слоем керосина.

б) Взаимодействие с алюминием. На воздухе, даже без нагревания, кусочек алюминия покрыт тонкой защитной пленкой оксида алюминия. Но если поджечь порошок алюминия, то он горит ярким пламенем, образуя оксид алюминия:

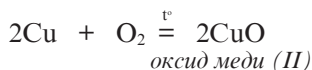


в) Взаимодействие с железом и медью. Если на конец железной иглы насадить небольшой кусочек плотной древесины, поджечь его и внести в сосуд с кислородом, сначала сгорает древесина, а затем загорается железо. Оно горит без пламени, разбрасывая яркие искры раскаленной железной окалины:



Лучше провести опыт, как показано на рис. 3.12. Железо сгорает в токе кислорода, который образуется при разложении в пробирке перманганата калия KMnO_4 .

При комнатной температуре медь как малоактивный металл не взаимодействует с кислородом. Но если нагреть медную пластинку в пламени спиртовки, красноватая пластинка покрывается черным налетом оксида меди (II) (рис. 2.2, стр. 27):



Сравним между собой продукты всех реакций кислорода с неметаллами и металлами. Все они состоят из двух элементов: кислорода и атома металла или неметалла. Общее у них — наличие атома кислорода, отсюда и общее название — *оксиды*.

Химические соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород, называются оксидами.

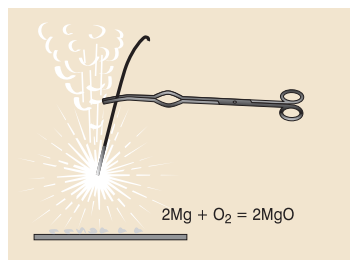


Рис. 3.11. Горение магния в кислороде

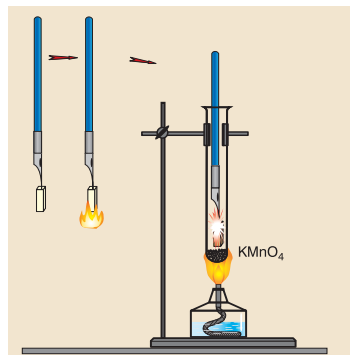


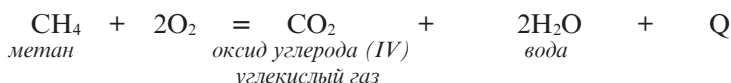
Рис. 3.12. Горение железа в кислороде

В реакциях кислорода с простыми веществами образуются оксиды неметаллов и оксиды металлов.

Описанные опыты показывают, что в кислороде вещества горят сильнее, чем на воздухе.

3.4.4. Взаимодействие кислорода со сложными веществами

а) Горение природного газа. В горелке газовой плиты в наших домах ежедневно сгорает природный газ метан CH_4 :



При этом образуются два оксида (CO_2 и H_2O) и выделяется очень много тепла.

***б) Окисление глюкозы.** В организме человека и животных постоянно происходит медленное окисление органических веществ, поступающих вместе с пищей. Процесс окисления в организме необходим для получения энергии. Например, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ окисляется по схеме:

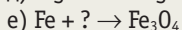
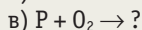
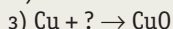
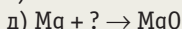
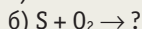
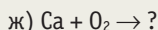
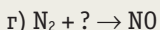
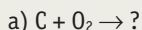


Эта реакция проста только на первый взгляд. Данное уравнение объединяет примерно 20 химических реакций с участием 22 живых катализаторов — ферментов. В результате выделяется много энергии. Все мы любим сладкое. И вовсе не случайно. В сладостях содержится глюкоза, она «окисляется» в нашем организме и дает нам энергию и силы.



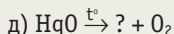
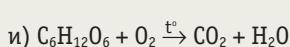
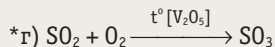
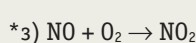
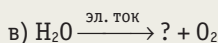
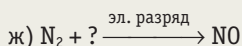
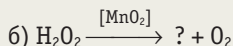
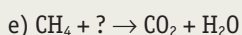
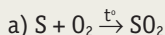
В случае утечки газа в помещении нельзя зажигать огонь, потому что смесь газа с воздухом взрывается. Если вы почувствуете запах газа, погасите горелки и проветрите помещение. Взрослые выяснят причину утечки газа.

1. Закончи уравнения реакций, расставь коэффициенты:



Назови продукты реакций. Прочти уравнения реакций.

2. Закончи уравнения реакций, подбери коэффициенты:



Выбери реакции окисления.

3. Укажи в пункте 2 катализаторы.

4. Какие реакции называются реакциями:

а) окисления; б) горения?

Сравни на конкретных примерах реакции горения и медленного окисления.



5. Рассчитай количество вещества кислорода, необходимого для окисления алюминия количеством вещества 2 моль.
6. Вычисли количество вещества магния, необходимого для получения оксида магния количеством вещества 0,5 моль.
7. Вычисли количество вещества оксида фосфора (V), который получается при сгорании фосфора количеством вещества 0,4 моль.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Исследование и описание образцов различных оксидов

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- образцы оксидов алюминия, меди, кремния, кальция
- шпатель
- бутылка с газированной водой
- фильтровальная бумага

1. В четырех пробирках в штативе находятся образцы оксидов: а) алюминия, б) меди, в) кремния, г) кальция. Рассмотрите содержимое каждой пробирки, слегка встряхивая пробирку и перемешивая ее содержимое при помощи шпателя. Не забудьте вытереть шпатель кусочком фильтровальной бумаги после каждого вещества.
2. Возьмите закрытую бутылку с газированной водой объемом 0,5 л (купленную в магазине). Внимательно изучите информацию на этикетке. Слегка встряхните бутылку, затем откройте ее. Наблюдается образование пузырьков оксида углерода (IV) в воде (проба д).
3. Перепишите в тетрадь таблицу и заполните ее, указав следующие характеристики оксидов (а–д): агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное), форму (гранулы, порошок), цвет, молекулярную формулу, относительную молекулярную массу и тип оксида (оксид металла или неметалла):

Формула оксида	а)	б)	в)	г)	д)
Характеристика	_____	_____	_____	_____	_____
Агрегатное состояние					
Форма					
Цвет					
Относительная молекулярная масса					
Тип					

4. Укажите, какие из оксидов а-д имеют жизненно важное значение. Аргументируйте.
5. Приведите в порядок рабочее место.

Каков химический состав планет Солнечной системы? Состоят ли они из тех же элементов Периодической системы, из тех же классов соединений, что и планета Земля?

Недалеко от города Челябинска (Россия) 15 февраля 2013 года произошла катастрофа: распался со взрывом и вспышками один из самых больших метеоритов, из тех, что столкнулись с Землей со времен Тунгусского метеорита (1908 год). Начальная масса челябинского метеорита достигала 10 тысяч тонн, но лишь не более 10 % достигло земной поверхности. Скорость падения челябинского метеорита в воздушных слоях атмосферы составила 18 км/с (переведи в км/ч).

Ученые исследовали химический состав фрагмента упавшего метеорита для установления его природы и причин падения (как известно, небесные тела полностью сгорают в плотных слоях атмосферы нашей планеты).

В результате исследований было установлено, что возраст метеорита составляет более 30 млн лет, он представляет собой глыбу льда (H_2O), в которой рассеяны различные компоненты: металлы (Fe, Ni), оксиды, сульфиды (FeS , NiS), силикаты железа, магния, кальция и др. Ученые предполагают, что результаты исследований позволяют реконструировать ранние этапы развития Солнечной системы.

По месту падения этот метеорит получил название «Челябинск».



Задание. Дополните эту информацию другими интересными фактами, используя различные источники (СМИ, интернет).

Фрагмент метеорита «Челябинск»

3.5. Понятие о реакции горения. Применение кислорода

3.5.1. Горение в кислороде и в воздухе

Мы уже знаем из опытов по сжиганию угля, серы, фосфора, что горение в воздухе происходит медленнее, чем в кислороде. Причина в том, что в воздухе кислород сильно разбавлен азотом, а азот не поддерживает горение.

Чтобы зажечь вещество, надо нагреть его до определенной температуры — *температуры воспламенения*. Для древесины и серы это $270^\circ C$, для угля $350^\circ C$, а для красного фосфора $400^\circ C$.

Чтобы вызвать горение, требуется:

- нагреть вещество до температуры воспламенения;
- обеспечить доступ к нему кислорода.

Чтобы погасить пламя, надо все сделать наоборот:

- охладить вещество ниже температуры воспламенения;
- прекратить доступ кислорода к горящему веществу.

Огонь гасят, засыпая песком, накрывая пламя брезентом, одеялом или подручными материалами. Действовать нужно быстро и решительно. Водой тушат то, что можно ею смочить. Например, древесину, уголь. Вода охлаждает горящий предмет, пары воды прекращают доступ воздуха к нему.

При разжигании костров не забудьте: костер нельзя оставлять без присмотра. При тушении его надо обязательно заливать водой или засыпать землей, чтобы не случился пожар.

Водой нельзя гасить горящую нефть, бензин и другие вещества, которые не смешиваются с водой. Нефть и бензин легче воды, они растекутся по поверхности воды, и пламя увеличится, а не уменьшится.

Иногда мы слышим разговоры, что произошло самовозгорание. Действительно, при медленном окислении, например промасленных тряпок, сложенных в кучу, тепло не уходит, температура постепенно повышается и может произойти самовозгорание.

Лучшим средством пожаротушения является огнетушитель (рис. 3.14). Он заполнен под давлением пенящимися веществами, которые не поддерживают горение, например углекислым газом. При обработке огнетушителем горящего места пена перекрывает доступ воздуха и пламя гаснет.

Хранение и применение легковоспламеняющихся веществ. Важно осознавать, что легковоспламеняющиеся химические вещества могут находиться не только в химической лаборатории (для проведения экспериментов). Ими пользуются и в домашних условиях, и вне дома. К таким веществам относятся, в частности, бензин, керосин, горючие смеси, природный газ, красители, лаки, краски и многие другие.

Чтобы горючие вещества не угрожали нашему здоровью, их необходимо хранить в безопасных условиях: в герметично закрытых металлических баллонах, в малых количествах, при низких температурах. На упаковке должна быть специальная маркировка, предупреждающая об опасности содержимого (см. справа).

Применение горючих веществ требует максимальной осторожности. Их не следует хранить вблизи открытого огня или в тепле. Мы можем избежать случаев взрыва, удушья, отравления, пожара, если будем ответственны и везде и всегда будем соблюдать правила хранения и использования горючих веществ.

Загрязнение воздуха. Для дыхания человеку нужен чистый воздух. Каждый вдох — это 500 мл воздуха, из них 100 мл кислорода. За минуту человек делает 14–15 вдохов. Однако не

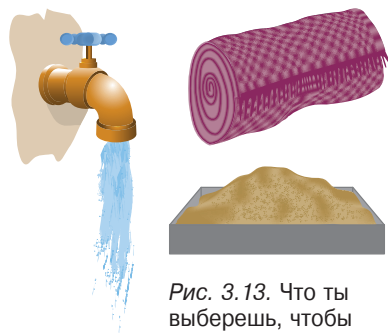


Рис. 3.13. Что ты выберешь, чтобы при пожаре спасти человеку жизнь: одеяло, песок, воду?

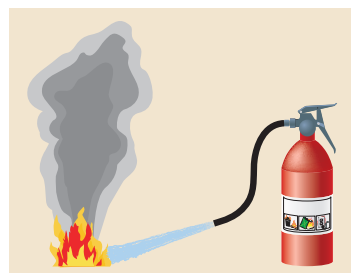


Рис. 3.14. Почему вода и углекислый газ из огнетушителя могут погасить пламя?



Огнеопасные вещества



Взрывчатые вещества



Опасно для здоровья/опасно для озонового слоя

Подсчитай, сколько надо человеку воздуха в час, в сутки, за год.



Рис. 3.15. Спирометр — аппарат для измерения объема вдыхаемого воздуха в легких



Рис. 3.16. Источники загрязнения атмосферы нашей планеты: транспорт, промышленные предприятия, действующие вулканы



3.5.2. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе

Кислород — окислитель. Он поддерживает процессы горения, медленного окисления, дыхания. На этом основано его применение. На рис. 3.17 изображены области применения кислорода.

Горение в кислороде происходит значительно сильнее, чем в воздухе. Поэтому кислород используется там, где необходимо создать высокие температуры.

Например, при сварке железных (стальных) изделий используют ацетиленовые горелки, в которые может одновременно по двум трубкам подаваться кислород и газ ацетилен C_2H_2 . Эту смесь поджигают, и происходит реакция, при которой выделяется много тепла:



Температура достигает $3000^\circ C$, при этом на стыке деталей железо плавится, происходит слияние и образуется сварочный шов.



Нельзя смотреть на пламя ацетиленовой горелки без темных очков или маски с темными стеклами: ультрафиолетовые лучи обжигают слизистую оболочку глаз. Это опасно!

В доменных печах выплавляют чугун, а в печах-конверторах — сталь. В обоих процессах применяют поддув воздуха, обогащенного кислородом. Это ускоряет процессы и повышает производительность печей.

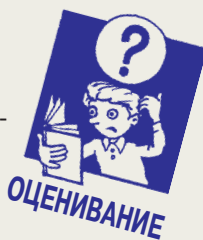
В двигателях самолетов топливо сгорает в кислороде воздуха. Для работы двигателей космических кораблей, которые летают в безвоздушном пространстве, кроме топлива, требуется брать на борт и кислород.

При сгорании топлива, при дыхании или других окислительных процессах расходуется кислород и выделяется углекислый газ. Казалось бы, весь кислород на нашей планете должен израсходоваться. Это не происходит благодаря тому, что зеленые растения суши и моря на свету поглощают углекислый газ и выделяют кислород. Вы уже знаете из курса биологии, что этот процесс называют *фотосинтезом*. Так происходит вечный круговорот кислорода на Земле.



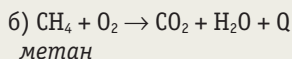
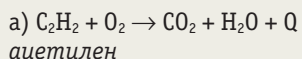
Рис. 3.17. Области применения кислорода

1. Что нужно сделать, чтобы зажечь вещество?
2. Как обеспечить процесс горения?
3. Как погасить: а) горящее дерево; б) горящий бензин?
4. Объясни, может ли медленное окисление перейти в горение. Как называется этот процесс: а) горение; б) гниение; в) самовоспламенение?
5. Какие условия необходимы для обеспечения а) горения; б) гниения; в) самовоспламенения; г) тушения огня или пожара?
6. Перечисли вещества, загрязняющие воздух.
7. Назови области применения кислорода.
8. Выбери, в каких случаях речь идет о кислороде как о простом веществе (1), а в каких — как о химическом элементе (2):
 - а) кислород входит в состав воды;
 - б) рыбы дышат кислородом, растворенным в воде;
 - в) кислород входит в состав песка;
 - г) чистым кислородом долго дышать нельзя;
 - д) сварка и резка металлов проводится за счет реакции сгорания ацетилена в кислороде;



- е) кислород входит в состав железной окалины;
ж) в природе происходит вечный круговорот кислорода.

9. Расставь коэффициенты в уравнениях реакций. Укажи области их применения.



Работа в группе

- Объясните круговорот кислорода в природе.
- Установите связи «свойство-применение» для кислорода. Выберите соответствующие пары из двух столбцов.

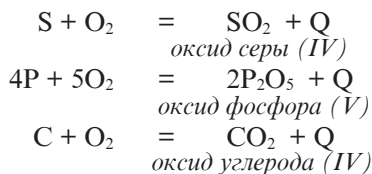
Свойства кислорода	Применение
А. Подвергается сжатию, его можно бутилировать и транспортировать	а) Производство чугуна и стали
Б. Немного тяжелее воздуха	б) Для работы летчиков, космонавтов, водолазов
В. Малорастворим в воде	в) Содержится в нижних слоях атмосферы, им дышат живые организмы
Г. Поддерживает горение	г) Поддерживает жизнь водных обитателей
Д. Взятый в избытке, повышает температуру ацетиленовой горелки до 3000 °С	д) Резка и сварка металлов

3.6.

Оксиды — продукты реакции горения

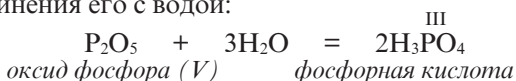
Мы уже знаем, что при взаимодействии кислорода с металлами и неметаллами образуются оксиды.

Кислотные оксиды. При сжигании простых веществ — неметаллов (серы, фосфора, угля) в кислороде получают оксиды неметаллов:



При проведении этих опытов на дно колбы наливают немного дистиллированной воды. В колбе, где горел фосфор и образовался белый дым P_2O_5 , через некоторое время можно заметить исчезновение белого дыма, а в остальных, казалось бы, ничего не происходит, так как CO_2 и SO_2 — бесцветные газы.

При растворении оксида фосфора (V) происходит реакция соединения его с водой:



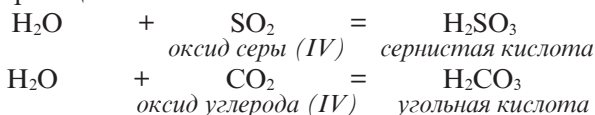
В результате получается новое вещество — фосфорная кислота (рис. 3.18).

Кислоту в растворе можно распознать с помощью специальных веществ — индикаторов. Индикатор — это латинское слово, оно означает «указатель».

Индикаторы — это вещества, которые изменяют свой цвет при определенных условиях, например под действием кислот или щелочей.

Индикатор лакмус в воде фиолетовый, а в кислоте — красный; метилоранж в воде оранжевый, а в кислоте — розовый. Еще один индикатор фенолфталеин остается бесцветным в кислой среде.

Добавим 1–2 капли раствора лакмуса во все склянки нашего опыта. Все растворы окрасятся в красный цвет. Значит, в этих опытах получились растворы кислот. Можно записать уравнения реакций:



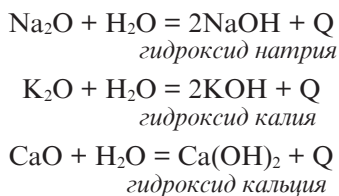
Оксиды, которым соответствуют кислоты, называются кислотными оксидами.

Неметаллы образуют только кислотные оксиды. P_2O_5 , SO_2 , CO_2 — это кислотные оксиды.

Оснóвные оксиды. Вспомним опыт взаимодействия металлов с кислородом (рис. 3.11 и 3.12, стр. 49).

При сжигании или нагревании многих металлов в кислороде образуются оксиды металлов, например оксид кальция CaO , оксид магния MgO , оксид меди (II) CuO .

Так же, как и кислотные оксиды, некоторые из оксидов металлов взаимодействуют с водой, в результате реакции выделяется тепло. Продукты этих реакций называются гидроксидами [гидро — вода + оксид]:



Они представляют другой класс неорганических веществ — основания, такой же важный, как класс оксидов и кислот.

Основания — это сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или более гидроксильных групп OH .

Значит, оксиду металла может соответствовать основание.

Оксиды, которым соответствуют основания, называются оснóвными оксидами.

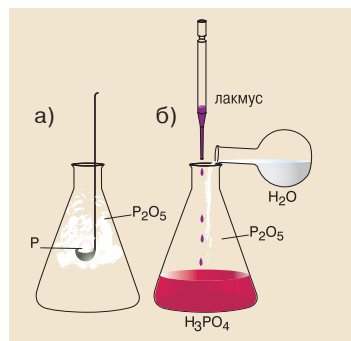


Рис. 3.18. Взаимосвязь «кислотный оксид – кислота»: а) горение фосфора в кислороде и б) растворение оксида фосфора (V) в воде с образованием фосфорной кислоты; окрашивание лакмуса в кислой среде



Металлы, расположенные в главной подгруппе I группы Периодической системы химических элементов, называются щелочными металлами.



Индикатор фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет в растворах оснований (щелочей).

Основному оксиду, взаимодействующему с водой, соответствует растворимое основание — *щелочь*.

Таким образом NaOH , KOH , Ca(OH)_2 — это щелочи.

В таблице 3.1 представлены формулы и названия некоторых кислотных и основных оксидов.

Таблица 3.1. Названия и формулы оксидов

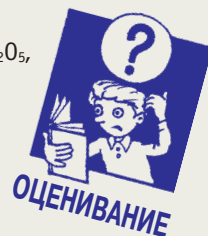
Кислотные оксиды		Основные оксиды	
Название	Формула	Название	Формула
Оксид серы (IV)	SO_2	Оксид натрия	Na_2O
Оксид серы (VI)	SO_3	Оксид калия	K_2O
Оксид фосфора (V)	P_2O_5	Оксид кальция	CaO
Оксид азота (V)	N_2O_5	Оксид бария	BaO
Оксид углерода (IV)	CO_2	Оксид магния	MgO
Оксид кремния (IV)	SiO_2	Оксид меди (II)	CuO

- Объясни, какие оксиды называются кислотными. Приведи примеры.
- Из ряда веществ выбери кислотные оксиды: SO_2 , Na_2O , CO_2 , SiO_2 , CuO , P_2O_5 , N_2O_5 .
- Объясни, какие оксиды называются основными. Приведи примеры.
- Напиши названия следующих оксидов:

Формула

Название

- CuO _____
- Fe_2O_3 _____
- NO_2 _____
- ZnO _____
- Al_2O_3 _____



3.7.

Определение по химическому уравнению массы одного вещества по известному количеству другого вещества

На основе химических уравнений можно составить множество задач разного типа. При их решении надо следить, чтобы все величины были выражены в одинаковых единицах, например: масса — в граммах для всех веществ. Тогда вычисления будут верными, а единицы измерения можно сокращать, как числа.

Научимся проводить вычисление массы одного из веществ, участвующих в реакции, по известному количеству другого вещества.

Для начала вспомним порядок действий при решении задачи (см. стр. 35).

Задача 1.

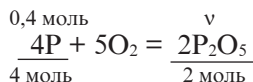
В реакцию соединения с кислородом вступает фосфор количеством вещества 0,4 моль. Вычислите массу образовавшегося оксида фосфора (V).

Дано:

$$\frac{\nu(\text{P}) = 0,4 \text{ моль}}{m(\text{P}_2\text{O}_5) - ?}$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции, расставим коэффициенты, подчеркнем нужные вещества; укажем под уравнением количество каждого из веществ по уравнению; укажем над уравнением количество вещества, данное в условии:



2. Составим пропорцию и найдем $\nu(\text{P}_2\text{O}_5)$:

$$\frac{0,4 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{\nu(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \text{ моль}};$$

$$4 \cdot \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,4 \cdot 2 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,2 \text{ моль}$$

Можно сделать этот расчет в уме, так как $\nu(\text{P}_2\text{O}_5)$ в два раза меньше, чем $\nu(\text{P})$:

$$\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = \nu(\text{P}) : 2 = 0,4 \text{ моль} : 2 = 0,2 \text{ моль}$$

3. Вычислим относительную молекулярную и молярную массу P_2O_5 :

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142; \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$$

4. Вычислим массу P_2O_5 по формуле:

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad m = M \cdot \nu;$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 28,4 \text{ г}$$

Ответ: масса оксида фосфора (V) равна 28,4 г.

Научимся проводить вычисление массы одного из реагирующих веществ по известной массе другого вещества. Возможны два способа решения таких задач.

Задача 2.

Вычислите массу оксида фосфора (V), который образуется при сжигании фосфора массой 186 г.

Дано:

$$\frac{m(\text{P}) = 186 \text{ г}}{m(\text{P}_2\text{O}_5) - ?}$$

1 способ

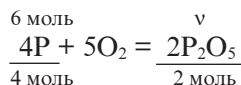
Решение:

1. Вычислим количество вещества фосфора по формуле

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad A_r(\text{P}) = 31; \quad M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{P}) = \frac{186 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 6 \text{ моль}$$

2. Запишем уравнение и вычислим количество вещества P_2O_5 :



$$\frac{6 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{\nu(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \text{ моль}}; \quad \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{6 \cdot 2 \text{ моль}}{4} = 3 \text{ моль}$$

3. Вычислим массу оксида фосфора (V) по формуле:

$$m = M \cdot \nu$$

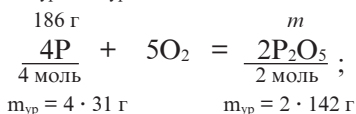
$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142;$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 426 \text{ г}$$

Ответ: масса оксида фосфора (V) равна 426 г.

II способ. Над уравнением запишем массу вещества по условию, под уравнением — массы веществ по уравнению: $m_{\text{ур.}} = \nu_{\text{ур.}} \cdot M$



Составим пропорцию и найдем $m(\text{P}_2\text{O}_5)$:

$$\frac{186 \text{ г}}{4 \cdot 31 \text{ г}} = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \cdot 142 \text{ г}}; \quad m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{186 \cdot 2 \cdot 142 \text{ г}}{4 \cdot 31} = 426 \text{ г}.$$

- Вычисли количество вещества и массу фосфора, необходимого для получения оксида фосфора (V):
а) количеством вещества 2 моль; б) массой 14,2 г.
- Определи количество вещества и массу цинка и соляной кислоты, необходимых для получения водорода количеством вещества 0,5 моль:
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- Рассчитай массу алюминия, который можно получить из оксида алюминия а) количеством вещества 4 моль; б) массой 204 г, если реакция протекает по уравнению: $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{эл. ток}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2$
- Вычисли количество вещества и массу оксида серы (IV), который получится из пирита (FeS_2) массой 240 кг, если реакция протекает по уравнению: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$.



3.8.

Общая характеристика водорода. Физические свойства и получение водорода

3.8.1. Нахождение водорода в природе

Водород — это главный химический элемент Вселенной. Так, более половины массы Солнца приходится на долю водорода. Водород — это главная составная часть многих звезд. В нижних слоях атмосферы Земли свободного водорода практически нет (рис. 3.19.), а на высоте 1000 км он составляет почти 95 % по объему.

В природе водород находится в основном в виде соединений. В земной коре массовая доля водорода составляет всего 1 %, но его соединения распространены очень широко. Самое

важное из них — вода H_2O . Водород входит в состав всех органических соединений, например природного газа (основное вещество метан CH_4), нефти, глюкозы, жиров и т. д. В организме человека (рис. 3.2) массовая доля водорода 10 % (в составе воды и органических веществ).

3.8.2. Водород — химический элемент

Рассмотрим характеристику химического элемента водорода по его положению в Периодической системе элементов.

1. Химический знак H .

2. Относительная атомная масса $A_r(\text{H})=1,008(\approx 1)$. Водород — самый легкий химический элемент.

3. Положение в Периодической системе:

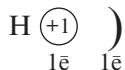
порядковый номер — 1, I период, главная подгруппа I группы и главная подгруппа VII группы. Водород расположен в I группе, потому что, как и щелочные металлы, он имеет один валентный электрон, который может отдавать атомам других элементов. Также он расположен и в VII группе, так как подобно галогенами ему необходим один электрон для завершения первого (и единственного) электронного слоя.

4. Характер. Водород — это неметаллический химический элемент.

5. Строение атома водорода:

Заряд ядра +1, число протонов в ядре 1, общее число электронов 1, число электронных слоев равно 1.

Следовательно, единственный электрон атома водорода располагается в первом электронном слое.



6. Водород всегда *одновалентен*. Поскольку содержит лишь один электрон, атом водорода образует только одну общую пару электронов с другими атомами. Например:



В молекулах соединений водорода с другими элементами химическая связь ковалентная полярная, со смещением общих электронных пар к атому с большей электроотрицательностью.

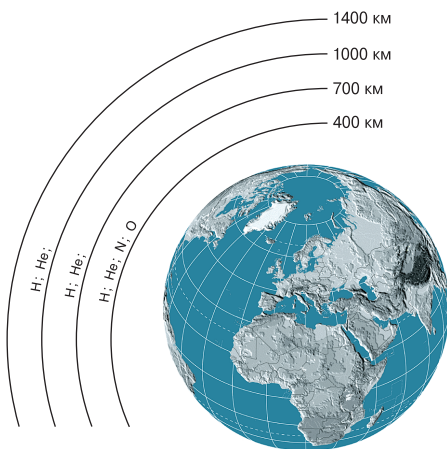
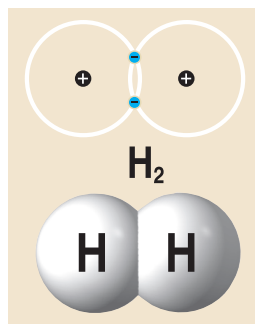


Рис. 3.19. Распространение водорода в атмосфере

I	VII
1 H ВОДОРОД 1,008	(H)
3 Li ЛИТИЙ 6,939	9 F ФТОР 18,998
11 Na НАТРИЙ 22,990	17 Cl ХЛОР 35,453
19 K КАЛИЙ 39,10	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,94
Cu 29 МЕДЬ 63,55	35 Br БРОМ 79,90
37 Rb РУБИДИЙ 85,47	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ 98,91



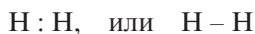
В ядре атома водорода нет нейтронов. Почему?



3.8.3. Водород — простое вещество

Неметаллический элемент водород образует простое вещество водород — неметалл.

Атомы водорода образуют двухатомные молекулы простого вещества водорода с неполярной ковалентной связью:



Молекулярная формула водорода H_2 .

Относительная молекулярная масса $M_r(\text{H}_2) = 2$.

Молярная масса $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$.

Водород — это самое легкое простое вещество.

3.8.4. Получение водорода



Генри Кавендиш
(1731-1810)

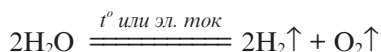
Английский ученый.
В 1766 г. получил
водород в чистом виде.

В 1766 г. английский ученый Генри Кавендиш впервые в результате реакции металла с кислотой получил газ. Изучая его свойства, ученый выяснил, что полученный газ легко воспламеняется, и назвал его «горючим воздухом». В 1787 г. французский химик Антуан Лавуазье установил, что «горючий воздух» Кавендиша взаимодействует с кислородом, образуя воду. Поэтому Лавуазье назвал его *hydrogenium* — «рождающий воду» (от греческого *hidro* — вода, *genio* — рождать).

В настоящее время известно много способов получения водорода.

Получение водорода в промышленности. Обычно в промышленности применяются те методы получения, которые используют дешевое сырье и технологически рентабельны. Наиболее доступным сырьем для получения водорода является вода.

При разложении воды электрическим током или при нагревании до высоких температур (2000°C) образуются водород и кислород:



В другом промышленном способе получения водорода в качестве сырья применяется природный газ. Он содержит до 98 % метана CH_4 . При нагревании метана в присутствии железного или никелевого катализатора образуется водород:



Получение водорода в лаборатории. В лабораторных условиях водород можно получить при электролизе водных растворов (щелочей или кислот). Но наиболее доступным методом является *взаимодействие металлов с кислотами*. Например, при добавлении к цинку раствора разбавленной серной кислоты происходит реакция с выделением бесцветного газа:

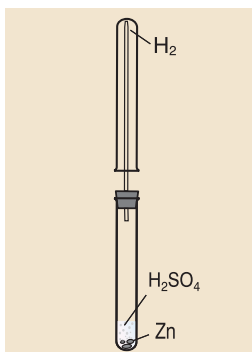
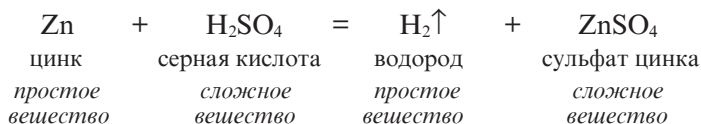


Рис. 3.20. Собираение
водорода методом
вытеснения воздуха



В результате реакции образуются новое простое вещество водород H_2 и новое сложное вещество сульфат цинка ZnSO_4 .

В данной реакции атомы простого вещества цинка вытесняют и замещают атомы водорода в сложном веществе — в серной кислоте.

Реакция между простым и сложным веществом, при которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе, называется реакцией замещения.

Для этой реакции вместо цинка можно взять другой металл (Mg, Al), а вместо серной кислоты — другую кислоту (HCl). Во всех случаях в результате реакции замещения образуются новое простое вещество и новое сложное вещество.

Опыт по получению водорода проводится в пробирке с прямой газоотводной трубкой с оттянутым концом (рис. 3.20) или в специальной пробирке для получения малых объемов газов.

3.8.5. Физические свойства водорода

Водород — это газ без цвета, вкуса, запаха. Он очень слабо растворяется в воде, сжижается при очень низкой температуре ($-252,6^\circ\text{C}$).

Опустим конец газоотводной трубки прибора для получения водорода в мыльную воду (шампунь : вода = 1:1). На конце трубки выдувается мыльный пузырь (рис. 3.21). Стряхнем его с трубки — пузырь взлетит вверх. Следовательно, водород легче воздуха.

Собирают водород, как и кислород, двумя методами: вытеснением воды, так как он плохо в ней растворим, и вытеснением воздуха (рис. 3.20). Обратите внимание: пробирку для собирания водорода вытеснением воздуха закрепляют дном вверх, так как водород легче воздуха.

Для обнаружения водорода подносят горящую спичку (или лучинку) к отверстию пробирки, при этом раздается характерный хлопок. Чистый водород загорается с мягким хлопком, а с примесью кислорода воздуха — с резким «лающим» звуком.

Перед изучением химических свойств необходимо проверять водород на чистоту! Для этого пробирку наполняют водородом и поджигают его (рис. 3.22).

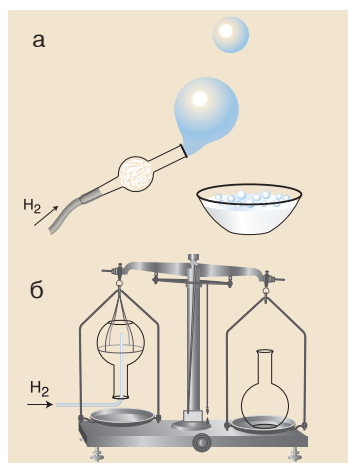


Рис. 3.21. а — мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх; б — колба с водородом легче колбы с воздухом

Напиши уравнения реакций между соляной кислотой HCl и Mg, Zn, Al.

Вычисли, во сколько раз водород легче а) воздуха; б) кислорода.

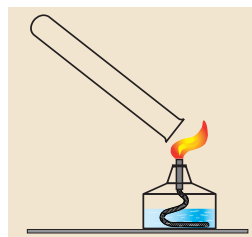
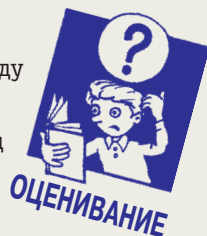


Рис. 3.22. Проверка водорода на чистоту

- Охарактеризуй химический элемент водород по плану:
а) химический знак, б) относительная атомная масса, в) положение в Периодической системе, г) строение атома, д) валентность.
- Охарактеризуй простое вещество водород по плану:
а) химическая формула, б) строение молекулы (химическая связь между атомами), в) относительная молекулярная масса, г) молярная масса.
- В виде чего (химического элемента или простого вещества) водород содержится: а) в воздухе; б) в воде; в) в организме человека?
- Опиши получение водорода: а) в лаборатории; б) в промышленности.
- Охарактеризуй физические свойства простого вещества водород по плану:
а) цвет, б) запах, в) вкус, г) растворимость в воде, д) легче или тяжелее воздуха.
- Объясни, как можно собрать водород.
- Как обнаружить водород?
- Дай определение реакции замещения. Приведи пример.
- В реакцию с серной кислотой вступил цинк массой 13 г. Рассчитай количество вещества цинка. По уравнению реакции рассчитай количество вещества и массу:
а) выделившегося водорода; б) образовавшегося сульфата цинка.
- Впервые водород в больших количествах стали получать в конце XVIII в. для наполнения им аэростатов. А. Лавуазье предложил использовать для получения водорода железопаровой способ, при котором водяной пар пропускают над раскаленной железной стружкой. При этом образуются железная окалина Fe_3O_4 и водород. Напиши уравнение реакции. Вычисли количество вещества и массу железа, необходимого для получения 200 кг водорода.
- Дана схема: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
На ее основе составь и реши задачу.



Работа в группе

- В колонке А даны левые, а в колонке Б — правые части уравнений:

А

- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{CH}_4 \rightarrow$

Б

- $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{C} + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

Составьте уравнения реакций из частей А и Б, выберите коэффициенты.

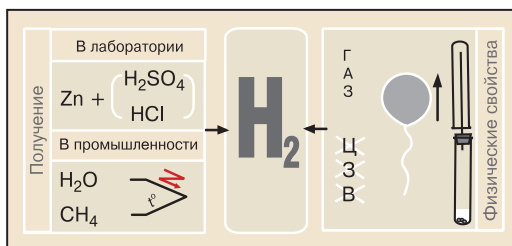
- Расставьте коэффициенты в схемах реакций, выберите из них реакции замещения:

- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$
- $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
- $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$

- Постройте диаграмму Венна для физических свойств кислорода и водорода: покажите общие свойства и различия.

- По рисунку опишите:

- физические свойства водорода;
- получение водорода.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Получение водорода при взаимодействии металлов с кислотами, его собирание и обнаружение

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).

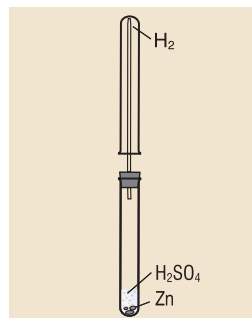


Оборудование и реактивы:

- | | |
|---|---------------------------------------|
| • штатив с пробирками | • гранулы цинка |
| • 2 пробки с газоотводной трубкой (одна изогнутая, другая прямая) | • разбавленный раствор серной кислоты |
| • ложечка | • раствор соляной кислоты |
| | • водный раствор шампуня 1:1 |

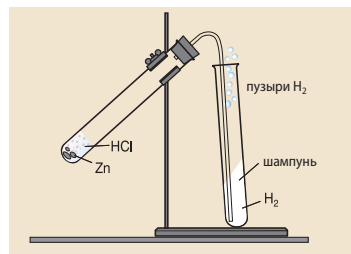
1. Взаимодействие цинка и серной кислоты

В пробирку (1) налейте 2 мл раствора разбавленной серной кислоты. Затем осторожно добавьте гранулу цинка и быстро закройте пробирку (1) пробкой с прямой газоотводной трубкой. На конец этой трубки «наденьте» вверх дном другую пробирку (2). Подождите 1–2 минуты, после чего снимите пробирку (2) с газоотводной трубки и, не переворачивая, поднесите к горлышку зажженную спичку. Слышен характерный хлопок при горении водорода.



2. Взаимодействие цинка и соляной кислоты

Повторите опыт 1, заменив серную кислоту соляной кислотой. Используйте пробку с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опущен до дна пробирки с раствором шампуня (шампунь : вода = 1:1). Через некоторое время в пробирке с шампунем образуются мыльные пузыри, которые поднимаются и взлетают вверх.



3. Выполните задания и ответьте на вопросы:

- Напишите 2–3 уравнения реакций получения водорода. К какому типу относятся эти реакции?
- Объясните метод собирания водорода. Аргументируйте.
- Каким образом можно определить присутствие газа водорода? Напишите уравнение реакции, лежащее в основе идентификации водорода.
- Охарактеризуйте физические свойства водорода.

4. Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

3.9.

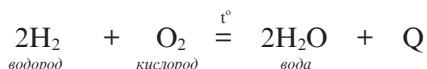
Химические свойства и применение водорода

Водород химически активен. Он взаимодействует с неметаллами, некоторыми металлами и сложными веществами. Особенно активен атомарный водород.

Рассмотрим практический аспект реакций взаимодействия водорода с неметаллами кислородом, серой, хлором, азотом, а также с оксидами металлов.

3.9.1. Взаимодействие водорода с кислородом

Получим водород, как показано на рис. 3.23, проверим на чистоту и подожжем его на выходе газоотводной трубки с железным наконечником. Он загорается и горит спокойным бесцветным пламенем. Если поджигать водород на выходе из стеклянной трубки, пламя окрашивается в желтоватый цвет солями натрия, входящими в состав стекла. (Если вбросить 2–3 кристаллика поваренной соли NaCl в пламя спиртовки, оно окрасится в желтый цвет.) Внесем трубку с горящим водородом в сухой холодный стакан. Горение продолжается, а на стенках стакана появляются капельки воды:



Кого можно назвать «крестным отцом» водорода? Почему водород был так назван?

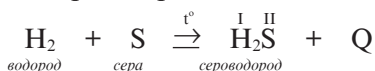


В этой реакции выделяется большое количество тепла. Температура водородно-кислородного пламени достигает 3000 °С. Водород — это экологически чистое топливо. Он применяется как топливо в космических аппаратах. Уже и моторы автомобилей работают на водороде. Чистый водород сгорает спокойно. Смесь водорода с кислородом взрывается. Вот почему так важно проверять водород на чистоту! Коэффициент 2 перед H₂ показывает, что это два объема водорода, а коэффициент 1 перед кислородом — один объем кислорода.

Смесь из двух объемов водорода и одного объема кислорода называется гремучим газом, который легко взрывается при поджигании.

3.9.2. Взаимодействие водорода с серой

Если впустить струю водорода в пробирку с расплавленной серой (рис. 3.24), то появляется запах тухлых яиц. Это запах газообразного сероводорода H₂S:



Кислород и сера — это элементы главной подгруппы VI группы, они двухвалентны в соединениях с водородом.

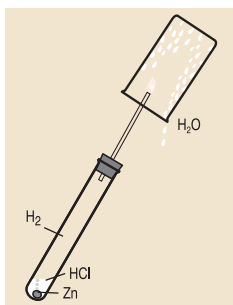


Рис. 3.23. Горение водорода.

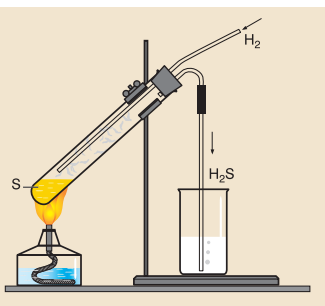
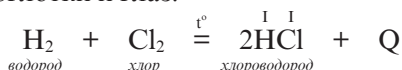


Рис. 3.24. Синтез сероводорода и растворение его в воде

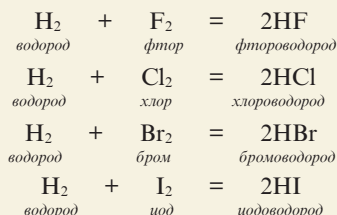
3.9.3. Взаимодействие водорода с хлором

Если трубку с горящим водородом внести в сосуд, заполненный желто-зеленым газом хлором Cl_2 (рис. 3.25), то можно наблюдать горение водорода в хлоре. Желто-зеленый цвет постепенно бледнеет и затем исчезает вовсе. Водород соединяется с хлором. В результате образуется бесцветный газ (белый дым) хлороводород (HCl), раздражающий слизистые оболочки носоглотки и глаз.



Консультация

Водород образует летучие водородные соединения со всеми неметаллическими элементами главной подгруппы VII группы (галогенами). Их называют **галогеноводородами**.



Общая формула водородных соединений неметаллов VII группы HR .

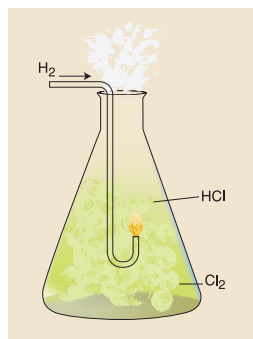
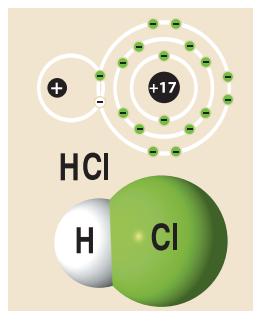
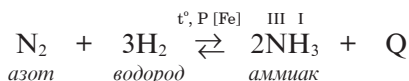


Рис. 3.25. Горение водорода в хлоре

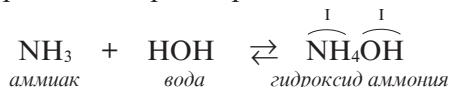


3.9.4. Взаимодействие водорода с азотом

Мы знаем, что азот — это бесцветный газ, который входит в состав воздуха. При обычных условиях он очень пассивен. Но при высоких температурах ($\approx 450-500^\circ\text{C}$), высоких давлениях (примерно в 300 раз превышающих атмосферное) и в присутствии железного катализатора в промышленности проводят реакцию соединения азота с водородом. Получается газ с резким запахом (запах нашатырного спирта) аммиак NH_3 :



Аммиак при растворении в воде химически взаимодействует с ней с образованием растворимого основания:



3.9.5. Взаимодействие водорода со сложными веществами — некоторыми оксидами металлов

Если струю водорода пропустить через нагретую пробирку с черным порошком оксида меди, то на стенках появятся

Напиши уравнение реакции между углеродом и водородом. Выясни значение данной реакции.

Объясни, что означает знак « $\rightleftharpoons$ » в некоторых уравнениях реакций.

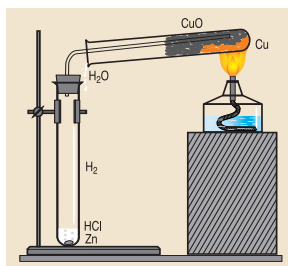
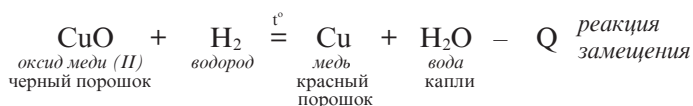


Рис. 3.26. Восстановление оксида меди водородом

Напиши уравнение реакции водорода с оксидом железа (III).



капли воды, а черный порошок покраснеет. В этом опыте можно также получить так называемое «медное зеркало» на стенках пробирки (рис. 3.26).



Эта реакция называется *реакцией восстановления*.

В реакции с оксидом меди (II) водород как бы забирает кислород из CuO, восстанавливая медь. Водород используют как *восстановитель* для получения чистых металлов из их оксидов, например железа из Fe₂O₃.

Следует отметить, что таким методом нельзя получать активные металлы главных подгрупп I и II групп и алюминий.

3.9.6. Применение водорода

Водород применяют для получения соляной кислоты, аммиака, удобрений, спиртов, для повышения качества жидкого топлива, резки и сварки металлов, наполнения зондов, аэростатов, для получения чистых металлов, при производстве маргарина и мыла (рис. 3.27).

Водород применяют как экологически чистое топливо для автомобилей, т. к. при таком виде топлива выхлопные газы представляют собой просто водяной пар.

Запасы нефти и газа в природе ограничены, тогда как запасы водорода в водах морей и океанов практически неисчерпаемы. Когда стоимость получения водорода сравняется со стоимостью бензина и газа, будет очень выгодно перейти на водородное топливо, потому что в таком случае решатся проблемы охраны окружающей среды, особенно сохранение чистоты воздуха.

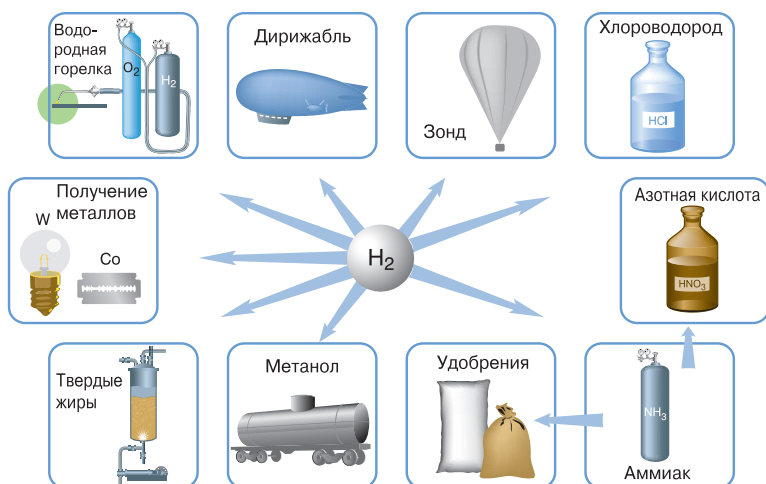


Рис. 3.27. Применение водорода

Водород — элемент, благодаря которому были сделаны многие открытия

Известные ученые химики и физики XIX–XX веков пришли к выводу, что если бы водород не был открыт в 1766 году, а намного позже, то прогресс в химии задержался бы на долгое время. И тому есть множество аргументов:

1. Благодаря открытию водорода стало возможным объяснение состава и строения кислот и оснований. (Почему? Что общего в составе кислот, оснований?)

2. Атом водорода позволил физику Нильсу Бору разработать теорию электронного строения атомов химических элементов. Без этой теории не был бы объяснен смысл Периодического закона. (Почему? Какой простейший элемент можно применить для сравнения?)

3. Благодаря водороду были сделаны открытия и в других областях знаний, так как водород является самым распространенным элементом во Вселенной, включая Солнце, звезды и межзвездное пространство (В какой форме существует водород во Вселенной?)

4. В попытке объяснить начало и развитие мира ученые приняли водород за точку отсчета для длинной цепи превращений атомного ядра, которая впоследствии привела к образованию химических элементов, а далее различных типов соединений, дойдя в результате до белков. (Что это за вещества?)

5. Солнце и звезды светят благодаря превращению водорода в гелий. Этот процесс является ядерной реакцией, сопровождающейся выделением огромного количества энергии.

Таким образом, мы можем смело утверждать, что водород — это уникальный химический элемент не только на Земле, но и в космическом пространстве.

Задание. Напишите эссе о роли водорода в развитии науки: ответьте на вопросы, данные в скобках, поищите дополнительную информацию.

1. Напиши уравнения реакций взаимодействия водорода: а) с неметаллами (хлором, серой, азотом); б) с оксидом меди (II), оксидом железа (II). Укажи тип реакции, условия возникновения и течения реакции.
2. Выбери верный ответ. Сумма коэффициентов в уравнении реакции азота с водородом равна:
а) 3, б) 4, в) 5, г) 6.
3. Области применения любого вещества определяются его свойствами. Перечисли свойства водорода, на которых основано его применение (см. рис. 3.27, стр. 68).
4. Вычисли количество вещества и массу цинка, при взаимодействии которого с H_2SO_4 был получен водород, необходимый для восстановления меди количеством 0,5 моль из оксида меди (II). Вычисли массу меди.
5. Вычисли количество вещества и массу хлора и водорода, необходимых для получения хлороводорода а) количеством вещества 6 моль; б) массой 36,5 кг.
- *6. Металл вольфрам W, используемый для изготовления нитей накаливания в электрических лампочках, получают из оксида вольфрама (VI) восстановлением его водородом. Напиши уравнение реакции получения вольфрама. Рассчитай количество вещества оксида вольфрама (VI), если его масса равна 464 г. Вычисли количество вещества а) вольфрама и б) водорода в этой реакции.

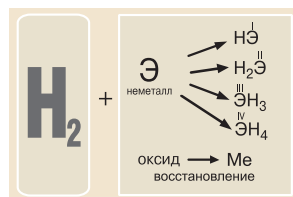


Работа в группе

1. По рисунку охарактеризуйте химические свойства водорода:

2. Закончите уравнения реакций:

- а) $Zn + \dots \rightarrow ZnSO_4 + \dots$ г) $H_2 + \dots \rightarrow H_2S$
 б) $\dots + Cl_2 \rightarrow HCl$ д) $CuO + \dots \rightarrow \dots + H_2O$
 в) $Fe + \dots \rightarrow Fe_3O_4$ е) $N_2 + \dots \rightarrow NH_3$



3. Составьте формулы всех возможных оксидов из частей, указанных на карточках:

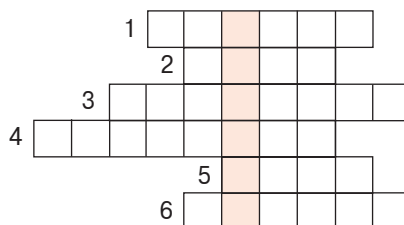
Ca S O O₂ C Al₂ Mg O₃ N Fe₂

Количество оксидов равно количеству карточек. Укажите, какие из этих оксидов могут реагировать с водородом с образованием металла.

4. Установите связь «свойства–применение» водорода.

5. Решите кроссворд. Какое отношение к водороду имеет то, что обозначено ключевым словом?

1. ...взаимодействуют с водородом с образованием чистых металлов. 2. При горении водорода в кислороде образуется... 3. ...входит в состав всех оксидов. 4. ...кислота легко разлагается на углекислый газ и воду. 5. При действии соляной кислоты на ... получают водород в лаборатории. 6. ... кислота — «хлеб» химической промышленности.



Суммативное оценивание по единице обучения «Кислород. Водород»

I. Химическая связь в молекулах водорода и кислорода:

- а) ионная; в) ковалентная неполярная;
б) металлическая; г) ковалентная полярная.

II. Используя Периодическую систему, охарактеризуй химический элемент кислород:

1. Химический знак	
2. Относительная атомная масса	
3. Положение в Периодической системе	
4. Характер	
5. Строение атома кислорода:	
а) Заряд ядра	
б) Число протонов	
в) Число нейтронов	
г) Число электронов	
д) Распределение электронов по слоям	
6. Валентность	



III. Составь по одному уравнению реакции получения кислорода и водорода:

- а) для кислорода _____ ; б) для водорода _____ .

IV. Раздели предложенные оксиды на кислотные и основные: P_2O_5 , MgO , CO_2 , Cl_2O_7 , SO_2 , SO_3 , CuO , FeO , Na_2O , BaO .

- а) кислотные оксиды _____ ; б) основные оксиды _____ .

V. Из предложенного ряда выбери вещества, реагирующие с водородом:

- а) Ca ; б) O_2 ; в) N_2 ; г) CuO ; д) $NaOH$.

Запиши уравнения соответствующих реакций:

- 1) _____
2) _____
3) _____

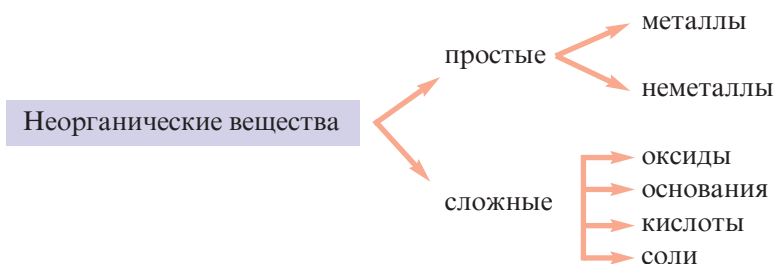
VI. Оксид магния применяют при повышенной кислотности желудочного сока. Вычисли массу оксида магния, полученного при взаимодействии кислорода количеством вещества 2 моль с магнием.

Классы неорганических соединений

4

4.1. Классификация неорганических веществ по составу и растворимости

Неорганические вещества делятся на *простые* и *сложные*.



Простые вещества в свою очередь делятся на *металлы* и *неметаллы*.

Нам известны четыре класса сложных неорганических веществ: *оксиды*, *кислоты*, *основания* и *соли* (схема 4.1).

Каждый из этих классов имеет некоторые особенности классификации.

Оксиды. Ранее мы рассматривали многие оксиды, встречающиеся в повседневной жизни, такие как CaO — негашеная известь, CO_2 — углекислый газ и др. Мы установили, что оксиды — это соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Общую формулу оксидов можно представить в виде $\text{Э}_2\text{O}_n$, где n — валентность элемента, связанного с кислородом. Мы выяснили, что названия оксидов составляют, добавляя к слову *оксид* название элемента в родительном падеже. Если элемент имеет переменную валентность, ее записывают в скобках, например: Fe_2O_3 — оксид железа (III).

Оксиды делятся на *несолеобразующие* и *солеобразующие*. В свою очередь солеобразующие оксиды делятся на *основные* и *кислотные*.

Оксиды существуют в трех агрегатных состояниях при обычных условиях: твердом (SiO_2), жидком (SO_3) и газообразном (CO_2).

Основания — это сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или более гидроксильных групп OH в зависимости от валентности металла. Общая формула оснований может быть представлена как $\text{Me}(\text{OH})_n$, где n совпадает с валентностью металла.

После изучения этой главы ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общения понятиями: классы неорганических веществ, генетическая связь, индикатор, среда (кислая, щелочная, нейтральная), реакция обмена;
- коррелировать состав вещества с названием, классом соединений, применением, значением и действием на организм человека;
- характеризовать оксиды, кислоты, основания, соли по алгоритму;
- моделировать химические свойства и методы получения оксидов, кислот, оснований и солей с помощью химических уравнений;
- исследовать экспериментально химические свойства оксидов, кислот, оснований, солей;
- решать задачи по химическим уравнениям с использованием понятий масса и количество вещества;
- формулировать выводы о преимуществах применения оксидов, кислот, оснований, солей.

Названия оснований составляют, добавляя к слову *гидроксид* наименование металла в родительном падеже. Если металл имеет переменную валентность, ее указывают в скобках. Например, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III).

Основания делятся: а) по растворимости — на *растворимые* и *нерастворимые*; б) по силе — на *сильные* и *слабые* (данную классификацию мы будем изучать позже).

Кислоты. Изучив соединения, состоящие из водорода и группы атомов, называемой кислотным остатком, можем сделать вывод, что *кислоты* — это сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Общая формула кислот может быть представлена как H_nA , где n совпадает с валентностью кислотного остатка.

Кислоты делятся: а) по составу — на *бескислородные* и *кислородсодержащие*; б) по основности (числу атомов водорода) — на *одноосновные*, *двухосновные*, *трехосновные*; в) по силе — на *сильные*, *средней силы* и *слабые*, что будет изучаться позже.

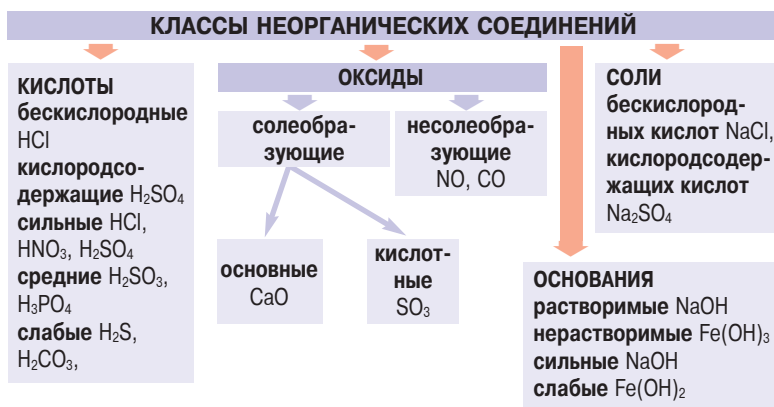
Названия бескислородных кислот образуются из названия неметалла, соединительной буквы *-о-* и слов «водородная кислота» (например, HCl — хлороводородная кислота). Названия кислородсодержащих кислот образуются из названия неметалла с добавлением *-ная* кислота в случае высшей валентности неметалла, например, H_2SO_4 — серная кислота (исключение H_2SiO_3 — кремниевая кислота); добавлением *-истая* в случае другой валентности, например, H_2SO_3 — сернистая кислота.

Соли имеют общую формулу Me_nA_m и состоят из атомов металлов и кислотных остатков, где m — валентность металла, а n — валентность кислотного остатка.

Соли делятся: а) по растворимости на *растворимые* и *нерастворимые*, б) по виду кислотного остатка на *кислородсодержащие* и *бескислородные* (схема 4.1).

Изучая ранее эти классы соединений, мы научились называть вещества, то есть познакомились с номенклатурой, узнали об их составе и классификации. Далее рассмотрим их химические свойства и методы получения.

Схема 4.1



1. Перенеси таблицы в тетрадь и заполни их, консультируясь с учителем.

а)

Основные оксиды		Щелочи	
название	формула	формула	название
оксид лития			
оксид натрия			
оксид калия			
оксид кальция			
оксид бария			

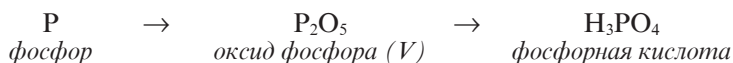
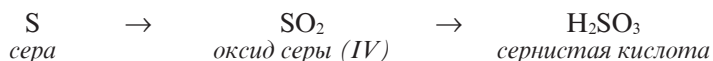


б)

Кислотные оксиды		Кислоты	
название	формула	формула	название
оксид серы (IV)			
оксид серы (VI)			
оксид фосфора (V)			
оксид кремния (IV)			
оксид азота (V)			
оксид углерода (IV)			

4.2. Понятие о генетических рядах металлов и неметаллов

Генетические ряды. Изучив химические свойства кислорода в реакциях горения неметаллов, мы можем сделать вывод, что между *неметаллами, кислотными оксидами и кислотами* есть родственная связь: от одного можно перейти к другому. Например:



неметалл → кислотный оксид → кислота

Такую родственную связь называют *генетической связью* или *генетическим рядом* неметаллов.

Аналогичная генетическая связь существует между металлом, оксидом металла (основным оксидом) и основанием (гидроксидом). Например:



металл → основной оксид → основание

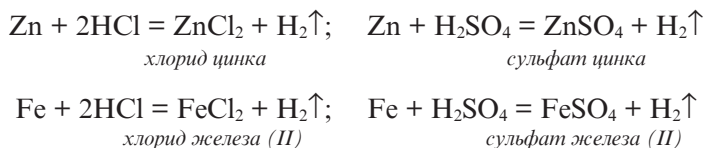
В установлении химических свойств того или иного вещества нам поможет генетическая связь между классами неорганических соединений, представленная в виде двух генетических рядов:

Металл	→	основный оксид	→	основание	→	соль
Неметалл	→	кислотный оксид	→	кислота	→	соль

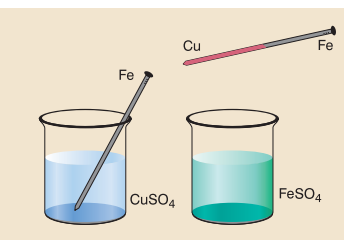
Запомним: представители одного ряда («родственники») не реагируют друг с другом. В реакцию вступают только представители разных генетических рядов («противоположности»). При этом хотя бы один из продуктов реакции — соль (за исключением взаимодействия металлов с кислородом).

Растворимость кислот, оснований и солей представлена в таблице растворимости (стр. 144). О растворимости сложных веществ мы подробнее поговорим в следующей главе.

В результате реакций замещения мы получили водород и соли цинка и железа:



Русский ученый Н. Н. Бекетов на основании опытов по взаимодействию металлов с кислотами составил *вытеснительный ряд металлов*.



74

K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H) Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Вытесняют водород из кислот

Не вытесняют водород из кислот

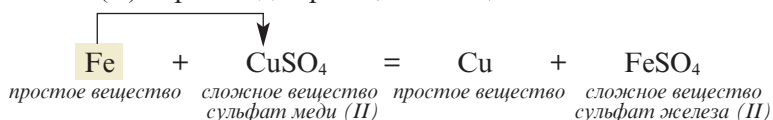
В вытеснительном ряду металлы располагаются так, что от начала к концу ряда активность металлов уменьшается.

Отсюда следуют два правила:

1. Металлы, стоящие до водорода, вытесняют водород из кислот (кроме азотной).

2. Каждый металл вытесняет все последующие из растворов их солей.

Например, если железный гвоздь опустить в голубой раствор соли сульфата меди (II), он быстро покрывается красным налетом меди (рис. 4.1), а раствор становится зеленоватым за счет растворения железа и превращения его в соль сульфат железа (II). Происходит реакция замещения:



В реакции замещения металл замещает водород или другой металл.

4.3. Идентификация кислот и щелочей с помощью индикаторов

В повседневной жизни мы пользуемся некоторыми химическими продуктами, на упаковке которых указано значение pH. Например, на этикетке баночки с кремом для тела написано $\text{pH} \approx 5,5$, на этикетке бутылки с минеральной водой указано, что вода имеет $\text{pH} 5,68$.

При помощи рН устанавливают характер раствора — кислый, щелочной или нейтральный. Для определения рН растворов применяют универсальный индикатор и шкалу рН, которая включает значения от 0 до 14. Если значение рН меньше 7 ($\text{pH} < 7$), то среда кислая, если $\text{pH} > 7$, то среда щелочная, а если $\text{pH} = 7$, то среда нейтральная.

Для определения характера среды и значения рН используют свойство некоторых веществ менять свой цвет в различных средах. Такие вещества называются *индикаторами* (рис. 4.2).

В лаборатории используют индикаторы в виде растворов: *лакмус, метилоранж, фенолфталеин*. Также существует индикатор в виде бумажных полосок, так называемый *универсальный индикатор*, со шкалой рН от 0 до 14. Другие индикаторы также могут использоваться в виде бумажных полосок. В лабораторной практике для измерения рН применяют специальный прибор, называемый *рН-метр*.

Индикатор \ Среда	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Лакмус	 красный	 фиолетовый	 синий
Метилоранж	 розовый	 оранжевый	 желтый
Фенолфталеин	 бесцветный	 бесцветный	 малиновый

Рис. 4.2. Окраска индикаторов в кислой, нейтральной, щелочной среде



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

Идентификация кислот и щелочей с помощью кислотно-основных индикаторов, универсального индикатора и шкалы pH

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).

Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- растворы: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl , NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- растворы индикаторов: лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина
- склянка с водой
- универсальный индикатор pH

1. Действие растворов кислородсодержащих кислот на индикаторы

Начертите в тетради табл. 4.1.

Таблица 4.1. Окраска индикаторов в растворах кислот

Вещества Индикаторы	H_2O	Кислоты			Выводы
		H_2SO_4	H_3PO_4	HNO_3	
Лакмус					
Метилоранж					
Фенолфталеин					
Универсальный индикатор					

Возьмите четыре пробирки. В первую налейте ≈ 1 мл воды, в остальные три — по 1 мл растворов кислот: серной H_2SO_4 , фосфорной H_3PO_4 и азотной HNO_3 . В каждую пробирку добавьте по 1–2 капли раствора лакмуса. Как изменилась окраска индикатора? Запишите в таблицу цвет лакмуса в растворах каждой из этих кислот. Сделайте выводы по образцу:

«Кислоты окрашивают лакмус в красный цвет».

Повторите опыт с другими индикаторами. Сделайте выводы.

Приведите в порядок рабочее место. Вымойте посуду.

2. Действие бескислородных кислот на индикаторы

Начертите в тетради табл. 4.2.

Таблица 4.2. Окраска индикаторов в растворе соляной кислоты

Вещества Индикатор	H_2O	HCl	Выводы
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			
Универсальный индикатор			

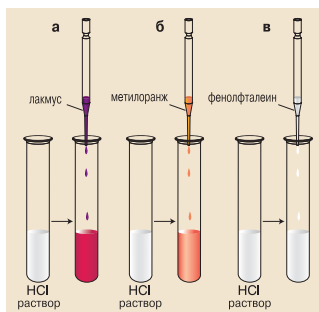


Рис. 4.3. Изменение окраски индикаторов в растворе соляной кислоты

Возьмите две пробирки. В одну налейте ≈ 1 мл воды, а в другую ≈ 1 мл раствора соляной кислоты HCl . В каждую пробирку добавьте по 1–2 капли раствора лакмуса. Как изменился цвет индикатора в кислой среде? Запишите в таблицу цвет лакмуса в каждой пробирке.

Повторите опыт с другими индикаторами (рис. 4.3). Запишите наблюдения. Сделайте выводы.

Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

3. Действие растворов щелочей на индикаторы

Начертите в тетради табл. 4.3.

Таблица 4.3. Окраска индикаторов в растворах щелочей

Вещества Индикатор	H_2O	Щелочи			Выводы
		NaOH	KOH	Ca(OH)_2	
Фенолфталеин					
Метилоранж					
Лакмус					
Универсальный индикатор					

Возьмите четыре пробирки. В первую налейте ≈ 11 мл воды, в остальные три — по 1 мл растворов NaOH , KOH , Ca(OH)_2 . В каждую из них добавьте по 1–2 капли раствора фенолфталеина. Как изменяется окраска индикатора? Запишите в таблицу цвет фенолфталеина в растворах щелочей. Сделайте вывод: «Щелочи окрашивают фенолфталеин в ... цвет».

Повторите опыт с другими индикаторами — метилоранжем, лакмусом и универсальным индикатором.

Сравните окраску индикаторов в растворах щелочей и кислот. Сделайте выводы.

Приведите в порядок рабочее место. Вымойте посуду.

1. Какие классы неорганических соединений тебе известны? Приведи примеры.
2. Дай определение основным и кислотным оксидам. Приведи примеры.
3. Что общего в составе оснований? Дай определение основаниям.
4. Дай определение кислотам. Приведи примеры. Что общего в составе кислот?
5. Какие вещества называются солями? Приведи примеры солей бескислородных и кислородсодержащих кислот.

6. Назови следующие вещества:

а) N_2O_5 _____

г) H_2SO_4 _____

б) CaO _____

д) NaOH _____

в) HCl _____

е) Ca(OH)_2 _____

7. В какой цвет окрасится лакмус в растворах следующих веществ:

а) HCl ; б) NaOH ; в) H_3PO_4



4.4. Кислоты

Кислоты



Сильные кислоты



Слабые кислоты



4.4.1. Кислоты в нашей жизни. Классификация кислот

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка.

Кислоты имеют большое значение для жизни человека и окружающей среды.

Например, соляная кислота входит в состав желудочного сока. Она создает кислую среду, необходимую для расщепления пищевых белков; участвует в антибактериальном действии желудочного сока и в регуляции деятельности пищеварительного тракта (уничтожает гнилостные бактерии и патогенные микроорганизмы).

Фосфорная кислота используется для производства фосфорных удобрений (для сельского хозяйства). Вода, содержащая сероводород H_2S , является лечебной. Растворы сернистой кислоты H_2SO_3 обладают отбеливающим эффектом. Их также применяют в качестве консервантов, замедляющих потемнение фруктов и овощей.

Большинство кислот — жидкие вещества, растворимые в воде, за исключением кремниевой кислоты, которая является твердым веществом, нерастворимым в воде.

По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные. Кислоты, которые не содержат кислород в кислотном остатке, называются *бескислородными*.

Названия кислотных остатков бескислородных кислот заканчиваются на *-ид* (например, хлорид), а названия солей этих кислот образуются добавлением к названию кислотного остатка названия металла (например, NaCl — хлорид натрия).

Кислоты, которые содержат кислород в кислотном остатке, называются *кислородсодержащими*.

Названия кислотных остатков кислородсодержащих кислот заканчиваются на *-ат* в случае высшей валентности центрального атома (например, SO_4 — *сульфат*) и на *-ит* в случае другой валентности, ниже максимальной (например, SO_3 — *сульфит*) (см. таб. 4, стр. 145). Названия солей этих кислот также образуются добавлением названия металла к названию кислотного остатка (например, Na_2SO_3 — *сульфит* натрия, Na_2SO_4 — *сульфат* натрия).

Кислоты классифицируют и по основности — количеству атомов водорода. Так, кислоты могут быть:

одноосновными (HCl , HBr , HNO_3);

двухосновными (H_2S , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 — неустойчивая);

трехосновными (H_3PO_4).

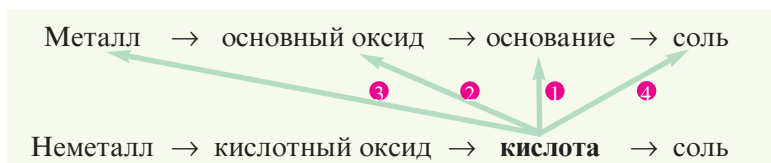
Различаются кислоты и по силе (схема 4.1, стр. 72). Но эту классификацию мы подробно рассмотрим в 9 классе.

4.4.2. Химические свойства кислот

Действие кислот на индикаторы

Нам уже знакомо первое общее свойство кислот — действие на индикаторы. Вспомним, что в растворах кислот лакмус окрашивается в красный цвет, метилоранж — в розовый, а фенолфталеин бесцветен (рис. 4.3 и 4.4).

Попытаемся вычислить химические свойства кислот на основе схемы генетических рядов. Будем помнить, что *кислоты реагируют только с представителями другого генетического ряда!*



Из схемы видно, что кислоты реагируют с 1) основаниями; 2) основными оксидами; 3) металлами; 4) солями (можно рассматривать реакции в любом порядке).

Рассмотрим каждое свойство в отдельности. Выберем вещества и запишем продукты реакции, помня, что один из продуктов — обязательно соль.

1. Взаимодействие кислот с основаниями. Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, — это *реакция нейтрализации*. В то же время это *реакция обмена*.

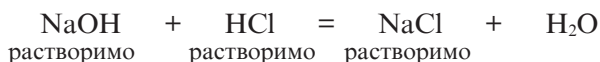
Реакция обмена — это такая химическая реакция, при которой два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Реакция обмена между кислотой и основанием носит специальное название — реакция нейтрализации.

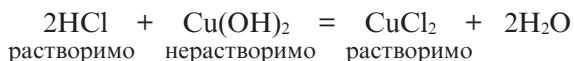
Для того чтобы реакция обмена была осуществима (протекала до конца), необходимо, чтобы в результате реакции или выпадал осадок, или выделялся газ, или образовывалась вода (более детально рассмотрим в следующей главе).

Рассмотрим подробнее, как протекает реакция между кислотами и основаниями (растворимыми и нерастворимыми).

а) Взаимодействие кислот с растворимыми основаниями — щелочами (рис. 4.5):



б) Взаимодействие кислот с нерастворимыми основаниями:



Реакции обмена (а) и (б) идут до конца, потому что одним из продуктов реакции является вода.

Что такое индикаторы?

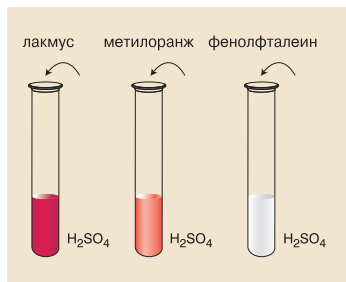


Рис. 4.4. Действие кислот на индикаторы

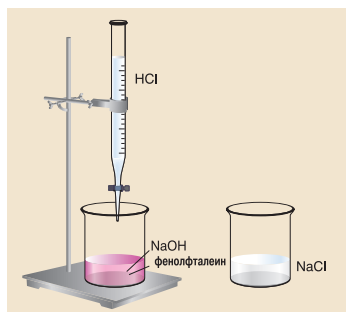


Рис. 4.5. Реакция нейтрализации



ЗАПОМНИТЕ!

То, что стоит на первом месте в одной формуле, обменивается на то, что стоит на первом месте в другой формуле.

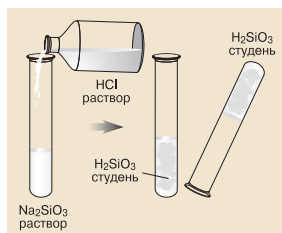


Рис. 4.6. Образование студенистого осадка кремниевой кислоты при реакции соляной кислоты с силикатом натрия

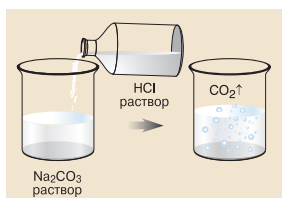


Рис. 4.7. Выделение углекислого газа при реакции соляной кислоты с карбонатом натрия

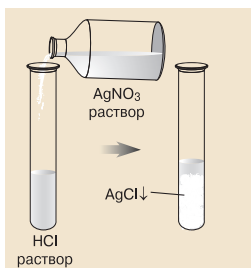
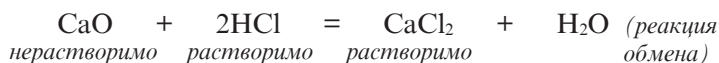


Рис. 4.8. Реакция между соляной кислотой и нитратом серебра

2. Взаимодействие кислот с основными оксидами. Реакция между кислотой и основным оксидом протекает с образованием соли и воды:



3. Взаимодействие кислот с металлами. В результате реакций между кислотами и металлами образуется соль и выделяется водород. В реакцию с растворами кислот (кроме азотной) с вытеснением водорода вступают металлы, стоящие в вытеснительном ряду до водорода:

Пример:

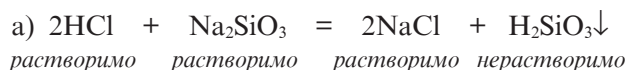


4. Взаимодействие кислот с солями. В результате реакции между кислотой и солью образуются новая кислота и новая соль.

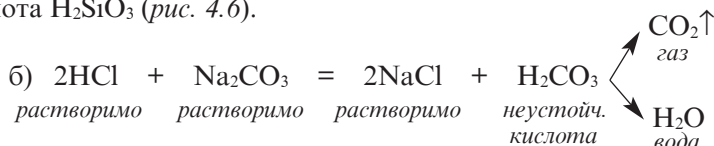
Вещества для реакции выбираем так, чтобы в результате получалось:

а) нерастворимая кислота или б) неустойчивая кислота, или в) нерастворимая соль:

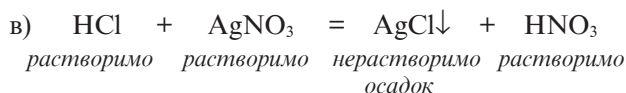
Пример:



Реакция обмена осуществима и идет до конца, так как в результате образуется нерастворимое вещество — кремниевая кислота H_2SiO_3 (рис. 4.6).



Реакция обмена осуществима и идет до конца за счет образования неустойчивой угольной кислоты, которая распадается на воду и углекислый газ, выделяющийся из реакционной смеси (рис. 4.7).



Реакция обмена осуществима и идет до конца за счет образования нерастворимого вещества хлорида серебра AgCl . Это качественная реакция на соляную кислоту и ее соли (рис. 4.8).

- Опиши, как действуют кислоты на индикаторы. Подтверди ответ конкретными примерами.
- Дополни формулами и коэффициентами схемы реакций:

а) $? + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + ?$	г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + ? \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$
б) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + ?$	д) $\text{H}_2\text{SO}_4 + ? \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + ?$
в) $? + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + ?$	е) $\text{HCl} + ? \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + ?$

 Укажи тип каждой реакции.
- По схемам генетической связи выведи свойства: а) соляной кислоты, б) серной кислоты, в) фосфорной кислоты. Напиши уравнения соответствующих реакций. Укажи типы реакций.
- В случае кислотных отравлений применяется препарат под названием «жженая магнезия» – оксид магния MgO , который превращает кислоту в соль. Например:
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 Вычисли массу оксида магния, необходимого для нейтрализации серной кислоты количеством вещества 0,5 моль.
- Объясни, что такое реакция нейтрализации, в чем суть реакции обмена. Приведи примеры. Напиши уравнения реакций.
- Смесь карбоната кальция и оксида кальция массой 15,6 г обработали соляной кислотой. При этом выделился газ количеством вещества 0,1 моль. Вычисли массу карбоната и оксида кальция.
- После лабораторной работы, прежде чем вылить в канализацию остатки, содержащие соляную кислоту, их необходимо нейтрализовать щелочью (например, NaOH) или содой (Na_2CO_3). Вычисли массы NaOH (а) и Na_2CO_3 (б), необходимых для нейтрализации остатков, содержащих соляную кислоту количеством 0,45 моль.



4.5. Получение кислот

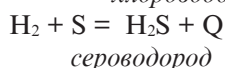
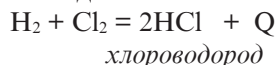
При изучении химических свойств кислорода и водорода мы рассмотрели некоторые способы получения кислот.

Так, бескислородные кислоты получают при взаимодействии неметаллов с водородом с последующим растворением в воде продуктов реакции. В случае кислородсодержащих кислот их получают, главным образом, взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Также кислоты получают при взаимодействии их солей с другими кислотами. Рассмотрим несколько конкретных примеров получения кислот.

1. Получение бескислородных кислот

I этап. Взаимодействие неметаллов с водородом.



II этап. Растворение хлороводорода и сероводорода в воде.

2. Получение кислородсодержащих кислот

Кислородсодержащие кислоты обычно получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой.

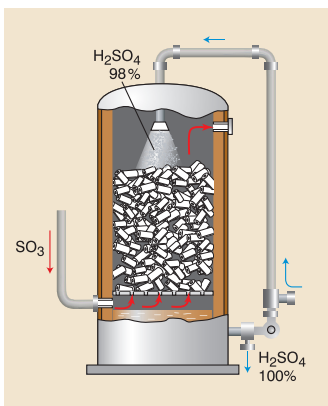


Рис. 4.9. Осуществление в промышленности реакции $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

H_2CO_3 — **угольная кислота**. Такого реактива нет ни в одной химической лаборатории, потому что H_2CO_3 очень неустойчива. Мы пьем раствор угольной кислоты, когда открываем бутылку с газированной водой, которую насытили углекислым газом под давлением.

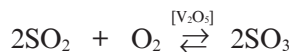
Значит, можно приготовить только разбавленный раствор угольной кислоты по реакции



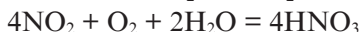
H_2SO_3 — **сернистая кислота**. Она тоже неустойчива, но ее раствор получают в лаборатории перед употреблением, пропуская сернистый газ SO_2 через воду:



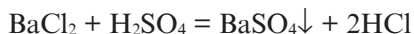
H_2SO_4 — **серная кислота** — «хлеб» химической промышленности. В основе ее получения лежат реакции:



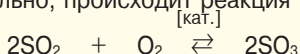
HNO_3 — **азотная кислота**. Ее производят в промышленности в несколько стадий, из которых в двух последних происходят реакции



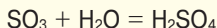
3. Получение кислот по реакции солей с другими кислотами.



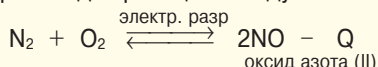
В природе серная и азотная кислоты — главные компоненты кислотных дождей, которые губительно действуют на природу. Эти кислоты образуются по следующим реакциям. При сжигании топлива образуется оксид серы (IV) SO_2 . Но в кислотных дождях присутствует не сернистая кислота, как можно было бы ожидать, а серная. Следовательно, происходит реакция



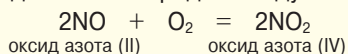
Что служит катализатором этой реакции в атмосфере, для ученых пока остается загадкой. Предполагают, что это соединения тяжелых металлов в составе атмосферной пыли. А дальше образуется серная кислота:



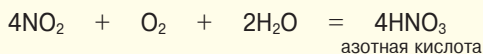
Азотная кислота в атмосфере образуется из азота воздуха, кислорода и воды. При грозовом разряде происходит реакция между азотом и кислородом



Дальше NO легко окисляется до NO_2 кислородом воздуха:



В присутствии кислорода воздуха и воды идет реакция образования азотной кислоты:



Кислотные облака образуются над промышленными районами и разносятся по всему миру (рис. 4.10). Кислотные дожди были впервые отмечены в Скандинавии. Сейчас это мировая проблема. Рыба исчезает из озер, погибают леса. Кислотные дожди разъедают поверхности бетонных и каменных зданий, мраморных скульптур, в состав которых входят силикат и карбонат кальция.

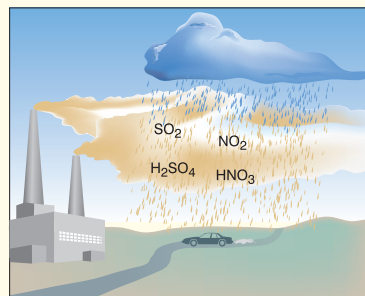
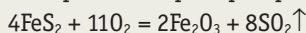


Рис. 4.10. Образование кислот в атмосфере

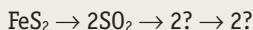
1. Составь уравнения реакций, которые происходят при попадании оксидов серы (IV) и азота (IV) на влажную слизистую оболочку носа и горла человека и животных.

2. Оксид серы (IV) в промышленности получают обжигом сульфидных минералов, например пирита FeS_2 , по реакции:



Оксид серы (IV) используется при производстве серной кислоты.

Составь суммарную схему получения серной кислоты:



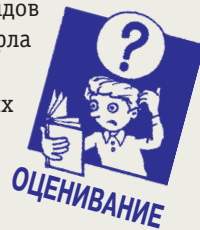
Напиши уравнения всех реакций.

Вычисли по схеме массу серной кислоты, которую можно получить из пирита массой 120 кг.

3. Со временем мраморные скульптуры, находящиеся на открытом воздухе, разрушаются. Объясни, какие реакции происходят при попадании оксидов серы (IV) и азота (IV) на влажную поверхность мраморной скульптуры (мрамор — это карбонат кальция CaCO_3).

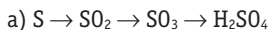
4. Познакомься с Лабиринтом знаний (стр. 82) и объясни, как образуются кислотные дожди в природе. Какие объекты они могут повредить?

5. Вычисли количество вещества и массу фосфорной кислоты, полученной растворением в воде оксида фосфора (V) количеством вещества 0,1 моль.



Работа в группе

1. Напишите уравнения реакций для следующих превращений:



Укажите типы реакций.



2. Все описанные до сих пор вещества нашли свое место в классификации, распределяясь на оксиды, основания, кислоты и соли. И только одно единственное вещество не попало в классификацию, хотя это самое известное и доступное вещество. Это вода.

Что делать с ней, как классифицировать? С помощью воды (за счет реакций) образуются кислоты, основания и даже некоторые оксиды. Вода участвует и в получении солей, являясь одним из продуктов реакции.

Проанализируйте формулу воды (H_2O , HON), укажите тип химической связи, сравните с известными вам представителями классов неорганических соединений, в том числе и по химическим свойствам. Например,



Вам самим решать, что делать, как классифицировать это жизненно важное вещество.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

Общие химические свойства кислот

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).

Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- растворы HCl (1:2), H_2SO_4 , NaOH , CuCl_2 (CuSO_4), AgNO_3
- цинк (гранулы)
- железо
- медь
- оксид магния MgO
- фенолфталеин

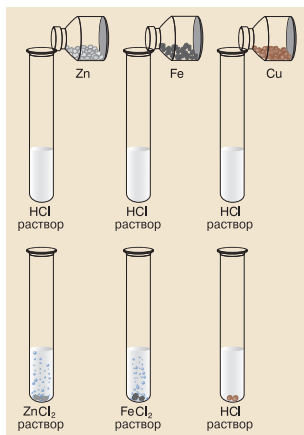


Рис. 4.11. Взаимодействие металлов с кислотами

I. Взаимодействие кислот с металлами.

1. В три пробирки налейте по 1 мл раствора соляной кислоты. В первую пробирку опустите гранулу цинка, во вторую — кусочек железа, в третью — кусочек меди. Что наблюдаете? В какой пробирке газ выделяется более интенсивно? Запишите наблюдения и уравнения реакций.
2. Аналогичный опыт проведите с раствором серной кислоты. Запишите наблюдения и уравнения реакций. Что общего между первым и вторым опытом? Как ведет себя медь по отношению к кислотам?
Сделайте выводы, расположите металлы в порядке убывания их вытеснительной активности по отношению к водороду.

II. Взаимодействие кислот с основными оксидами.

В пробирку поместите немного оксида магния и добавьте раствор соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

III. Взаимодействие кислот с основаниями.

1. Взаимодействие с растворимыми основаниями. В пробирку налейте раствор гидроксида натрия (≈ 1 мл), добавьте несколько капель фенолфталеина. В какой цвет окрасился раствор? Добавьте раствор серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.
2. Получите нерастворимое основание — гидроксид меди (II), добавив раствор гидроксида натрия в пробирку с раствором хлорида или сульфата меди (II). Что наблюдаете?
Прилейте раствор соляной кислоты в пробирку с полученным веществом. Что наблюдаете? Напишите уравнения проведенных реакций.

IV. Взаимодействие кислот с солями.

В пробирку налейте 1–2 мл раствора нитрата серебра AgNO_3 и добавьте несколько капель раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Выймите посуду и промойте водой оставшиеся кусочки металлов. Приведите в порядок рабочее место.

4.6. Основания

4.6.1. Значение и классификация оснований

Основания играют важную роль в жизни человека. *Гидроксид натрия* NaOH применяется в производстве мыла, синтетических моющих средств, искусственных волокон. Мировое производство гидроксида натрия ежегодно составляет около 60 млн тонн. Большое количество гидроксида натрия (10 млн тонн в год) расходуется на получение кальцинированной соды — основного компонента для производства стекла.

По растворимости основания делятся на *растворимые* (щелочи) и *нерастворимые*.

Общая формула оснований $\text{Me}(\text{OH})_n$, где Me — металл, n — валентность металла, OH — гидроксильная группа.

Как мы уже знаем, названия оснований образуются добавлением к слову *гидроксид* названия металла в родительном падеже. Например, NaOH — гидроксид натрия, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа (II) и т. д.

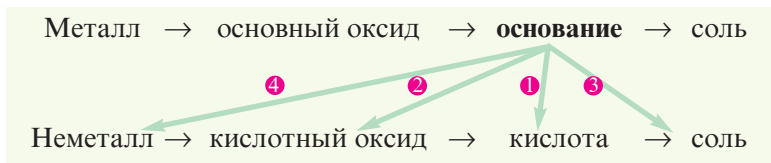
Щелочи — опасные вещества. При неправильном использовании они вызывают химические ожоги, заживающие с большим трудом. Например, всем известная гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при попадании обжигает глаза и разъедает кожу.

4.6.2. Химические свойства оснований

Действие на индикаторы. Нам уже известно общее химическое свойство растворимых оснований (щелочей) — изменять окраску индикаторов.

В растворах щелочей фенолфталеин становится малиновым, лакмус — синим, а метилоранж — желтым.

Общие химические свойства оснований. По схеме генетической связи определим, с чем могут реагировать основания:



Запомним следующее: все основания (растворимые и нерастворимые) взаимодействуют с кислотами (1). Остальные реакции: (2) с кислотными оксидами; (3) с солями; (4) с неметаллами возможны только для щелочей. Нерастворимые основания могут разлагаться при нагревании, а щелочи плавятся без разложения.

Рассмотрим каждое свойство оснований на примерах.

1. Взаимодействие оснований с кислотами (реакция нейтрализации) с образованием соли и воды. Возможно несколько вариантов реакции, в зависимости от типа основания или кислоты (рис. 4.12).

Найди больше информации о роли оснований.



Основания — это сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп OH .

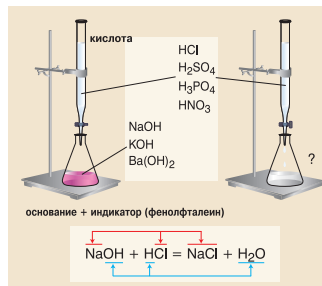


Рис. 4.12. Что получится при взаимодействии указанных на рисунке кислот и щелочей?

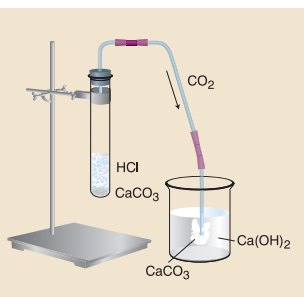
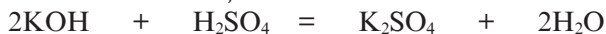
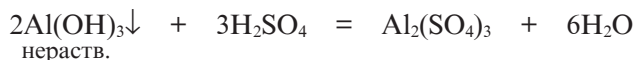


Рис. 4.13. Взаимодействие известковой воды с оксидом углерода (IV)

а) *Взаимодействие щелочей с сильными кислотами:*

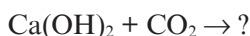


б) *Взаимодействие нерастворимых оснований с сильными кислотами:*

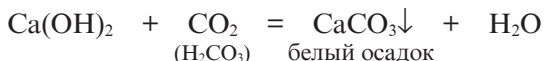


В обоих случаях реакция осуществима и идет до конца за счет образования воды.

2. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами с образованием соли и воды. Например, при пропускании углекислого газа CO_2 через известковую воду (раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$) наблюдается образование белой мути — это качественная реакция на углекислый газ CO_2 (рис. 4.13). Левая часть уравнения реакции:

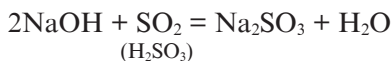


Как определить, что получится? Вспоминаем, что один из продуктов реакции между представителями противоположных генетических рядов — это соль. Значит, в правой части должна быть соль кальция. Кислотный остаток соли определяем так: оксиду CO_2 соответствует кислота H_2CO_3 , значит, получится карбонат кальция CaCO_3 . Записываем уравнение:

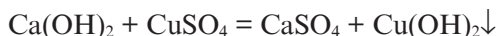


Реакция идет до конца за счет образования осадка нерастворимого в воде карбоната кальция.

Аналогичным образом протекает реакция между NaOH и SO_2 (газ):



3. Взаимодействие щелочей с солями с образованием нового нерастворимого основания и новой соли. Исходная соль должна быть растворима в воде, но ей должно соответствовать нерастворимое основание. Например: CuSO_4 — растворимая соль, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — нерастворимое основание. Раствор гидроксида кальция взаимодействует с солью:



Смесь известкового молока $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и раствора сульфата меди CuSO_4 называется *бордосской жидкостью* и используется для борьбы с болезнями виноградников (рис. 4.14).

4. Разложение нерастворимых оснований. При нагревании происходят реакции разложения, например:

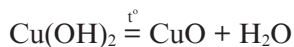


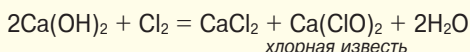
Рис. 4.14. Опрыскивание виноградников бордосской жидкостью (смесью $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).



Взаимодействие щелочей с неметаллами с образованием солей и воды. Таких реакций мало. Например, при растворении хлора в воде происходит химическая реакция с образованием двух кислот:



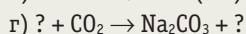
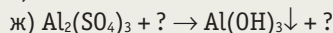
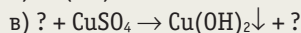
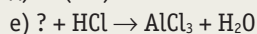
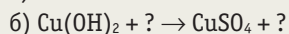
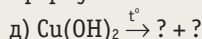
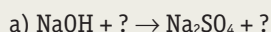
Если хлор пропустить через раствор щелочи, то получатся продукты нейтрализации этих двух кислот — соответствующие соли:



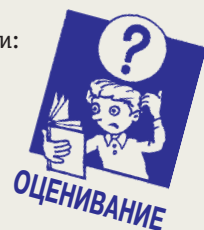
Растворы этих веществ применяются для дезинфекции, отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей и бумаги.

1. Выбери щелочи из перечисленных оснований: NaOH , Mg(OH)_2 , LiOH , Cu(OH)_2 , Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , KOH , Fe(OH)_3 . Объясни, чем отличаются от щелочей оставшиеся основания.
2. По схемам генетических связей выведи свойства: а) гидроксида калия; б) гидроксида кальция. Напиши уравнения реакций. Укажи типы реакций.

3. Дополни схемы реакций необходимыми формулами и коэффициентами:



Как выделить полученные вещества из смеси или раствора?



4. Выбери основания, которые разлагаются при нагревании: NaOH , Cu(OH)_2 , Ca(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Al(OH)_3 , KOH , Zn(OH)_2 . Напиши уравнения реакций разложения.
5. Укажи, какие из указанных веществ реагируют друг с другом: MgO , SO_3 , CuCl_2 , NaOH , H_2SO_4 , HCl , Ca(OH)_2 , H_2O . Напиши уравнения осуществимых реакций.
6. Определи и укажи, между какими веществами в водном растворе есть химическое взаимодействие:
а) NaOH и KNO_3 ; б) NaOH и $\text{Cu(NO}_3)_2$; в) Cu(OH)_2 и KNO_3 ; г) KOH и H_2SO_4 .
7. Вычисли количество вещества и массу соли, полученной при пропускании углекислого газа количеством вещества 0,2 моль через избыток гидроксида кальция в растворе.

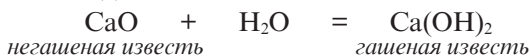
4.7. Получение оснований

Основания могут быть получены разными способами: взаимодействием щелочных металлов с водой, взаимодействием основных оксидов с водой, при реакции солей со щелочами.

Рассмотрим получение растворимых оснований.

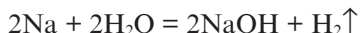
1. Растворимые основания (щелочи) можно получить взаимодействием основного оксида с водой.

Рентабельный способ получения «гашеной извести» в лаборатории и в промышленности — взаимодействие негашеной извести с водой:

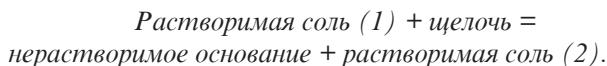


Щелочи NaOH, KOH невыгодно получать таким способом, так как их оксиды дорогостоящие, а сами металлы еще дороже. Эти щелочи получают в промышленности электролизом водных растворов солей этих металлов.

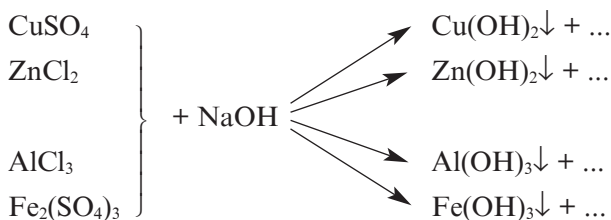
Также гидроксиды натрия и калия можно получить при взаимодействии металла с водой:



2. Нерастворимые основания получают реакцией обмена:



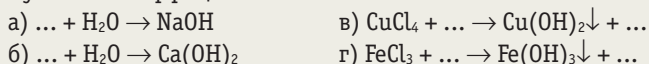
Для получения нерастворимого основания надо выбрать растворимую соль этого металла и подействовать на нее щелочью:



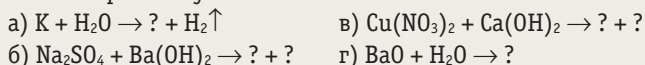
Напиши уравнения реакций получения каждого нерастворимого основания, указанного в этой схеме. Можно ли заменить NaOH на KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂? Запиши уравнения реакций и сделай выводы.



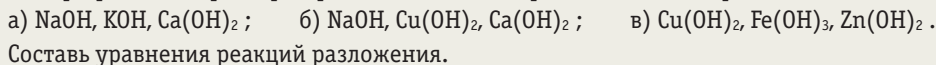
1. Дополни уравнения реакций получения оснований необходимыми формулами и коэффициентами:



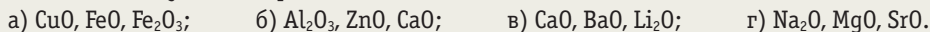
2. Закончи уравнения реакций. Выбери из них реакции обмена, в результате которых получаются основания:



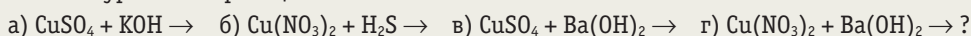
3. Выбери ряд, в котором при прокаливании легко разлагаются все три вещества:



4. Основания получаются при взаимодействии с водой оксидов:



5. Закончи уравнения реакций:



*6. Вычисли массу гидроксида кальция, полученного при гашении водой оксида кальция массой 112 кг. Каковы масса и объем воды, необходимые для реакции?





Работа в группе

1. Как практически осуществить процессы, выраженные схемами:

- $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$
- $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$
- $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + ?$

2. Сравните получение нерастворимых и растворимых оснований, пользуясь схемой:

Na		OH
K		OH
Ca		(OH) ₂

Fe		(OH) ₃
Cu		(OH) ₂
Al		(OH) ₃

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

Общие химические свойства оснований

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- спиртовка
- держатель для пробирок
- стеклянная трубка
- растворы NaOH, KOH, Ca(OH)₂, HCl, CuCl₂ (CuSO₄)
- фенолфталеин
- склянка с водой

I. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами

В пробирку налейте известковую воду (свежеприготовленный раствор Ca(OH)₂) и продуйте через нее углекислый газ CO₂. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

II. Взаимодействие оснований с кислотами

В пробирку налейте раствор гидроксида калия (≈ 1 мл) и добавьте несколько капель фенолфталеина. В какой цвет окрасился раствор? Добавьте раствор соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

III. Разложение нерастворимых оснований

1 этап. Добавьте раствор гидроксида натрия в пробирку с раствором хлорида или сульфата меди (II). Что наблюдаете?

2 этап. Нагрейте пробирку с полученным веществом над пламенем спиртовки. Что наблюдаете? Напишите уравнения проведенных реакций.

Вымойте посуду и приведите в порядок рабочее место.

4.8. Оксиды

4.8.1 Оксиды в нашей жизни. Классификация оксидов

Оксиды — это особый класс неорганических веществ.

По свойствам оксиды делятся на основные и кислотные.

Оксиды, которым соответствуют кислоты, называются *кислотными оксидами*.

Оксиды, которым соответствуют основания, называются *основными оксидами*.

Оксиды играют важную роль в нашей жизни.

Оксид кальция — негашеная известь, используется как сырье для получения гашеной извести, при производстве Na_2CO_3 , NaOH , CaCl_2 .

Оксид алюминия используется как абразивный порошок, а также применяется в производстве огнеупорных материалов, лазеров, в качестве адсорбента и катализатора в химической промышленности.

Оксид цинка применяют как белый пигмент в красках, полупроводник в электронике, а также в медицине как подсушивающий компонент мазей.

Оксид азота (I) N_2O используют как анестетик в медицине.

Оксид углерода (IV) CO_2 играет важную роль в процессе фотосинтеза, применяется как хладагент — сухой лед.

Оксид фосфора (V) P_2O_5 используют как осушитель газов и жидкостей.

Оксид серы (IV) SO_2 применяется как отбеливающий и дезинфицирующий агент. Также он является сырьем для получения оксида серы (VI), из которого получают серную кислоту.

Напиши уравнение реакции, лежащей в основе процесса фотосинтеза на примере глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

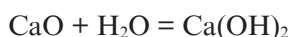


Разработайте и представьте исследовательскую работу по теме «Оксиды в нашей жизни».

4.8.2. Химические свойства оксидов

1. Взаимодействие оксидов с водой

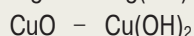
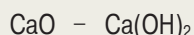
а) *Основные оксиды*, образованные металлами главных подгрупп I и II группы (кроме бериллия), взаимодействуют с водой с образованием растворимых или малорастворимых оснований, например:



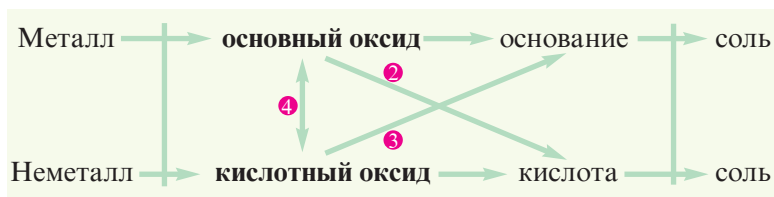
б) *Кислотные оксиды* (кроме SiO_2) взаимодействуют с водой с образованием кислот, например:



Основным оксидам соответствуют основания



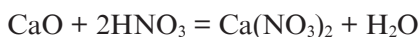
Другие важнейшие свойства оксидов определим по схеме генетических связей. Запомним, что оксиды не реагируют с веществами, стоящими на концах схемы (как исключение, некоторые основные оксиды реагируют с неметаллами — восстановителями).



Кислотным оксидам соответствуют кислоты

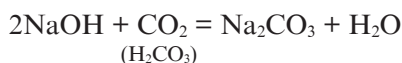
SO ₂	H ₂ SO ₃
SO ₃	H ₂ SO ₄
N ₂ O ₅	HNO ₃
P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄
CO ₂	H ₂ CO ₃
SiO ₂	H ₂ SiO ₃

2. Взаимодействие основных оксидов с кислотами с образованием соли и воды:

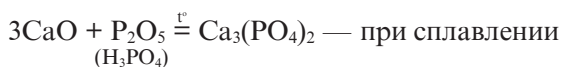
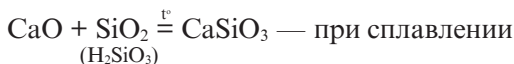


Реакция осуществима и доходит до конца за счет образования воды.

3. Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами — растворимыми основаниями с образованием соли и воды. Например:



4. Взаимодействие основных оксидов и кислотных оксидов друг с другом с образованием солей. Например:



Запомним, что в такие реакции вступают только оксиды металлов главных подгрупп I и II группы (кроме Be и Mg).

***5. Основные оксиды взаимодействуют с неметаллами-восстановителями, которые отнимают у оксидов кислород:**

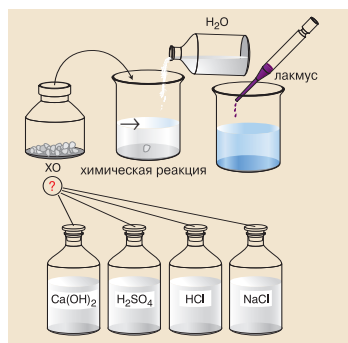
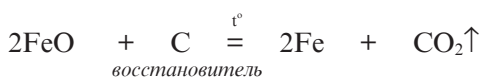
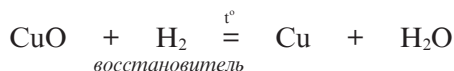
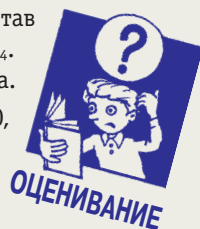
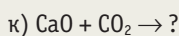
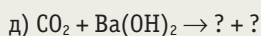
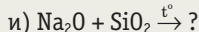
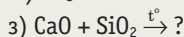
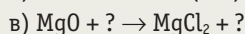
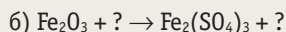
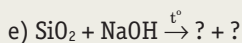
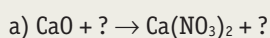


Рис. 4.15. Какие из указанных веществ могут реагировать с оксидом XO?

1. Напиши формулы оксидов, соответствующих гидроксидам, состав которых выражается формулами: NaOH , KOH , H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2SO_3 , H_2SO_4 . Раздели их на две группы: а) основные; б) кислотные. Назови вещества.
2. Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с водой: P_2O_5 , Na_2O , Al_2O_3 , CaO , FeO , SO_3 , SO_2 ? Составь уравнения реакций. Назови продукт реакций.
3. По схемам генетической связи выведи свойства: а) оксида кальция; б) оксида углерода (IV). Напиши уравнения соответствующих реакций.
4. Закончи уравнения реакций:



Работа в группе

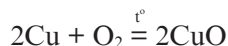
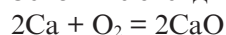
1. При повышенной кислотности желудочного сока в качестве лекарства прописывают оксид магния. Напишите уравнение реакции между оксидом магния и соляной кислотой, находящейся в желудке. Какое общее свойство кислот проявляет соляная кислота в этой реакции? Повышается или понижается кислотность после приема оксида магния? Вычислите количество вещества и массу оксида магния, необходимого для нейтрализации соляной кислоты количеством 0,2 моль. Какова масса соляной кислоты, которая вступает в реакцию?
2. Как очистить железный гвоздь (или другой железный предмет) от ржавчины химическим путем? С помощью каких веществ можно это сделать, если ржавчина — это смесь оксида железа (II), оксида железа (III), гидроксида железа (III)? Подтвердите правильность выбора уравнениями реакций.
3. Выберите формулы оксидов, которые при реакции с оксидом кальция образуют соль:
а) SiO_2 ; б) MgO ; в) SO_3 ; г) P_2O_5 .
Запишите уравнения соответствующих реакций.
4. Вычислите массу гидроксида кальция, полученного при взаимодействии с водой оксида кальция массой 11,2 г.

4.9. Получение оксидов

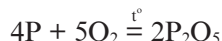
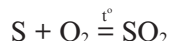
Оксиды получают несколькими способами.

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом (чаще всего при нагревании) — наиболее доступный способ получения оксидов.

Основные оксиды:



Кислотные оксиды:

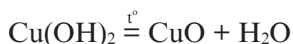


2. Разложение сложных веществ при нагревании:

а) основные оксиды получают из нерастворимых оснований:

Назови исходные вещества и продукты реакций.





б) кислотные оксиды — из нерастворимых кислот:



Некоторые оксиды встречаются в природе. Оксид кремния SiO_2 , например, — главная составная часть песка, CO_2 — углекислый газ, составная часть воздуха, оксиды железа (II и III) — основной компонент железных руд;

в) из солей образуются два оксида — основной и кислотный. Например:



По этой реакции в промышленности из известняка получают негашеную известь и углекислый газ (рис. 4.16).

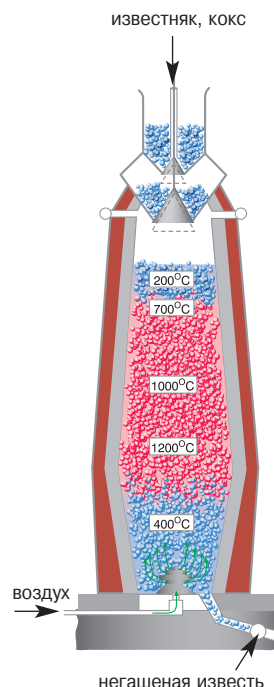


Рис. 4.16. Получение негашеной извести в промышленности

1. Выбери оксиды, которые при обычных условиях являются газами:

а) SiO_2 , б) CO_2 , в) Fe_2O_3 , г) P_2O_5 , д) SO_2 , е) CuO .

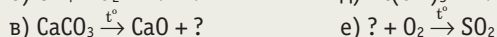
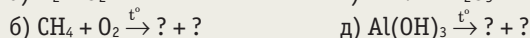
2. Выбери, какие вещества можно разложить при нагревании:

а) H_2SO_4 , б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, в) H_2SiO_3 , г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

д) NaOH , е) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Какие оксиды при этом образуются? Напиши уравнения реакций.

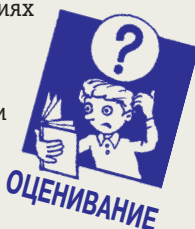
3. Закончи уравнения реакций:



Выбери реакции, в которых одновременно образуются кислотный и основной оксиды.

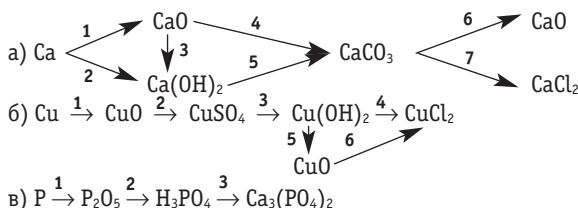
4. При обжиге известняка (CaCO_3) получают два ценных продукта — негашеную известь CaO и углекислый газ. Оба вещества применяют в сахарной промышленности. Вычисли массу обоих оксидов, если масса известняка 100 кг.

5. Попробай вывести общую формулу для оксидов.



Работа в группе

Напишите уравнения реакций для следующих превращений:





В повседневной жизни мы встречаемся с веществами (оксидами и гидроксидами), которые одновременно проявляют и кислотные, и основные свойства. Эти вещества называются *амфотерными*. Амфотерность — это способность веществ взаимодействовать и с кислотами, и со щелочами, проявляя при этом как основные, так и кислотные свойства. В переводе с греческого: «амфотерность» (*amphoterós*) — «и тот, и другой».

К амфотерным гидроксидам относятся гидроксид цинка и гидроксид алюминия, которым соответствуют оксид цинка и оксид алюминия.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10

Химические свойства оксидов

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).

Оборудование и реактивы:

- | | | |
|-----------------------|--------------------------|----------------------------------|
| • штатив с пробирками | • держатель для пробирок | • разбавленный раствор H_2SO_4 |
| • шпатель | | • раствор HCl |
| • коническая колба | • негашеная известь | • фенолфталеин |
| • спиртовка | • оксид меди (II) | |

Чтобы охарактеризовать химические свойства некоторых оксидов, сначала установите, к каким типам оксидов (основные/кислотные) они относятся, затем по схемам генетических связей определите их свойства: основные оксиды взаимодействуют с кислотными агентами, а кислотные оксиды — с основными агентами. Какие продукты образуются в обоих случаях? Также активные оксиды взаимодействуют с водой: при этом образуются основания в случае основных оксидов, и кислоты — в случае кислотных оксидов.

1. Взаимодействие активных основных оксидов с водой

В коническую колбу внесите $1/2$ шпателя оксида кальция (негашеной извести) и прилейте ≈ 2 мл воды. Обратите внимание, происходит быстрое разогревание смеси, сопровождающее образование нового соединения — гидроксида кальция (гашеной извести). Добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции и сделайте выводы.

2. Взаимодействие малоактивных основных оксидов с кислотами

Оксид меди (II) — это малоактивное соединение, поэтому не взаимодействует с водой, но образует соли в реакциях с кислотами.

В пробирку внесите на кончике шпателя оксид меди (II) (черного цвета) и прилейте к нему раствор серной кислоты, слегка нагрейте. Что наблюдаете? Как изменился цвет раствора? Ещё одно название продукта реакции — «медный купорос». Напишите уравнение реакции и сделайте выводы.

3. Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

4.10. Соли

Роль солей в жизни человека

Анализируя физиологические свойства неорганических соединений, мы видим, что большинство кислот и оснований — едкие вещества, поражающие ткани, кожу живых организмов. Следовательно, кислоты и основания больше применяют в технологических, промышленных процессах. Соли — это вещества, обладающие способностью *нейтрализовать* физиологическое действие кислот и оснований. Вот почему соли применяются не только в химической промышленности; они участвуют в различных физиологических процессах, являясь жизненно важными веществами (рис. 4.17).

Применение солей в медицине. Известно, что нитрат алюминия $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ повышает в организме кислотность и ферментативную активность желудочного сока. Микродозы алюмосиликатов и глин, содержащих алюминий, применяют при лечении бронхита, гастрита, могут назначаться и в случае шелушения ногтей, выпадения волос.

Бромиды применяются как медицинские препараты при болезнях нервной системы.

Соли кальция в организме выполняют функцию «строительного материала» для костей и зубов, имеют важное значение в процессе метаболизма, обеспечивают нормальную свертываемость крови.

Применение солей в пищевой промышленности. Хлорид натрия NaCl , более известный как *поваренная соль*, незаменим в питании. Если количество натрия (который большей частью попадает в организм с пищей) меньше, чем необходимая суточная норма, то это может негативно отразиться на состоянии здоровья. Но и избыток соли вреден для организма, провоцируя рост артериального давления.

Какой тип химической связи реализуется в солях между металлом и кислотным остатком?



Что такое соли?
Дай определение.
Приведи примеры солей, применяемых на кухне.

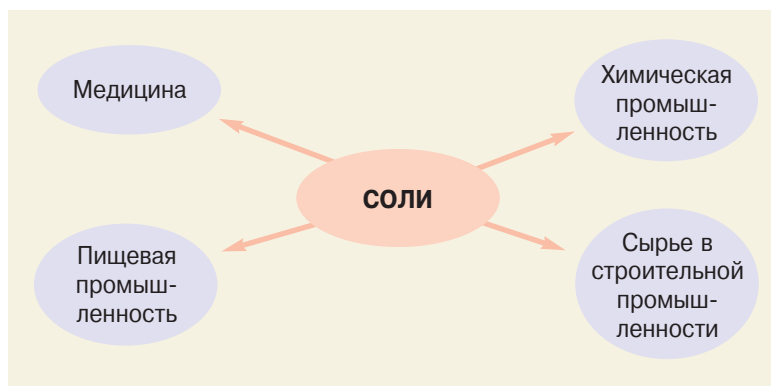


Рис.4.17. Области применения солей



Поваренная соль NaCl добывается из соляных шахт и озер, которые находятся на территории Румынии, Польши, Украины. После добычи соли в шахтах образуются большие подземные пустоты, в которых имеются оптимальные условия для лечения респираторных заболеваний. Воздух, насыщенный солью, обладает удивительными лечебными свойствами, восстанавливая жизненные силы человеческого организма.

Известно, что клетки слизистой оболочки кишечника легко усваивают двухвалентное железо в форме хлорида железа (II) FeCl_2 или сульфата железа (II) FeSO_4 . В продуктах питания железо находится в трехвалентном состоянии.

Солями железа богаты такие продукты, как морская капуста, курага (сушеные абрикосы), говяжья печень, фасоль, петрушка, овсяная крупа, персики, финики и др.

Соли калия содержатся в продуктах растительного происхождения, таких как дыни, апельсины, мандарины, бананы, клюква, малина, рис и др.

Применение солей в химической и строительной промышленности. Еще древние римляне использовали в строительстве известь. Широко известны гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. Эти соли применяют при изготовлении гипсовых скульптур. Цемент, необходимый в строительстве, состоит из силикатов и алюмосиликатов кальция. Лестничные пролёты, подоконники производят из магнезиального цемента, в состав которого входят оксид магния MgO и хлорид магния MgCl_2 .

Сульфат бария BaSO_4 применяется при производстве дорогостоящей бумаги (денежные купюры, ценные документы).

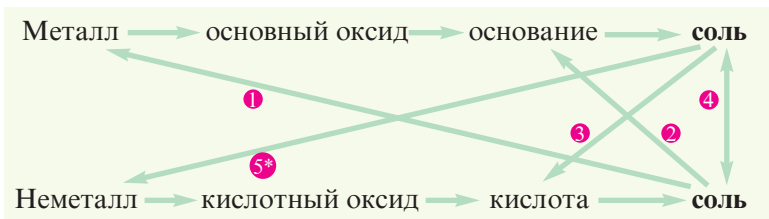
Большое промышленное значение имеет **карбонат натрия** Na_2CO_3 , называемый также *содой*. Ежегодно в мире производят 10 млн тонн карбоната натрия. Химическая формула кальцинированной соды Na_2CO_3 , кристаллической соды — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а пищевой (питьевой) соды — NaHCO_3 . Кальцинированная сода широко используется для производства стекла, мыла, сульфата натрия, органических красителей.



Разработайте и представьте работу на тему «Биологическая роль и применение солей».

4.11. Химические свойства солей

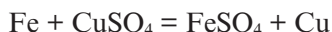
Опираясь на схемы генетической связи, определим классы неорганических веществ, с которыми могут реагировать соли. Будем помнить, что соли с оксидами не реагируют (за некоторыми исключениями, которые мы будем изучать позже).



Таким образом, соли взаимодействуют с 1) металлами, 2) основаниями, 3) кислотами, 4) солями, 5*) неметаллами.

Рассмотрим каждое свойство в отдельности.

1. Взаимодействие солей с металлами. Вещества выбираем на основе вытеснительного ряда: каждый металл вытесняет все последующие металлы из растворов их солей. Например, с сульфатом меди могут реагировать все металлы, стоящие в вытеснительном ряду до меди:



2. Взаимодействие солей с основаниями (см. химические свойства оснований, стр. 85).

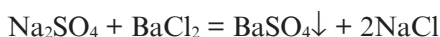
3. Взаимодействие солей с кислотами (см. химические свойства кислот, стр. 78).

4. Взаимодействие солей друг с другом с образованием двух новых солей. При подборе веществ следует учитывать:

а) исходные соли должны быть растворимы;

б) одна из солей в продуктах реакции должна быть нерастворима.

Например, выбираем первую соль Na_2SO_4 . Вторая соль должна содержать металл, образующий с кислотным остатком SO_4 нерастворимую или малорастворимую соль. Анализируя таблицу растворимости (стр. 144), определяем, что это могут быть растворимые соли бария или свинца, например BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Все соли натрия растворимы, поэтому кислотный остаток второй соли не имеет значения. Запишем уравнения реакции:



***5. Взаимодействие солей с неметаллами** с образованием новой соли и нового неметалла реализуется только для элементов главной подгруппы VII группы (F, Cl, Br, I). Каждый из них вытесняет последующие из растворов их солей. Например:

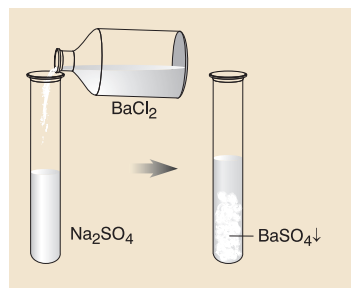
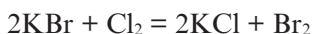


Рис. 4.18. Взаимодействие между солями

Напиши уравнения реакций, иллюстрирующих взаимодействие солей с основаниями и кислотами.

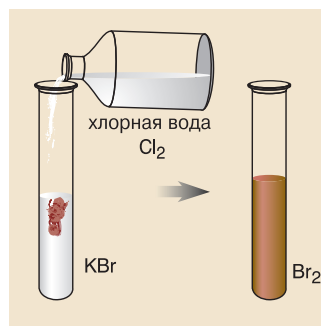


Рис. 4.19. Взаимодействие соли с неметаллом

1. Укажи, между растворами каких из перечисленных веществ произойдут реакции:

а) CaCl_2 , б) CuSO_4 , в) Na_2CO_3 , г) AgNO_3 , д) H_2SO_4 , е) HCl , ж) NaOH .

Напиши уравнения реакций, сделай выводы о возможности протекания реакции в каждом случае.

2. Если опустить медную монету в раствор нитрата ртути (II), то она станет серебристой. Как это объяснить? Ответ подтверди уравнением реакции.



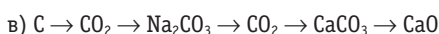
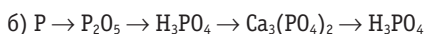
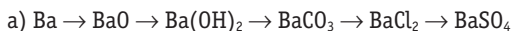
ОЦЕНИВАНИЕ

- *3. Железную пластинку массой 100 г выдержали некоторое время в растворе сульфата меди (II), затем извлекли, промыли, высушили и взвесили. Ее масса оказалась равной 102 г. Вычисли массу меди, осевшей на железной пластине.
4. Объясни, почему не рекомендуется изготавливать оборудование для опрыскивания виноградников из железа?
5. Для улучшения качества кислых почв их известкуют, то есть добавляют измельченный известняк (CaCO_3). Какие реакции происходят между карбонатом кальция и серной, соляной, азотной кислотами, содержащимися в почвах? Напиши уравнения реакций. Какое общее свойство кислот проявляется в этих реакциях?
- *6. Для опрыскивания виноградников применяют бордосскую жидкость, которую готовят из гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$, медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды в массовом соотношении 1:1:100. Какие реакции протекают в этой смеси? В виде какого вещества находится медь в этой смеси?

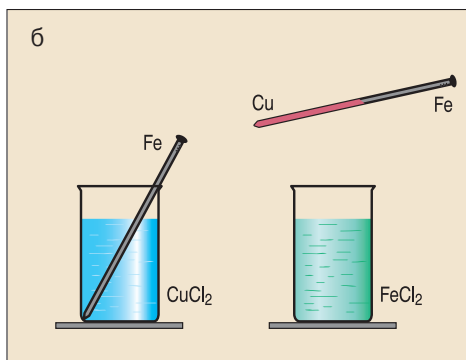
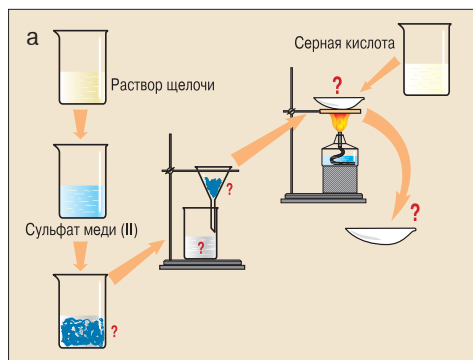


Работа в группе

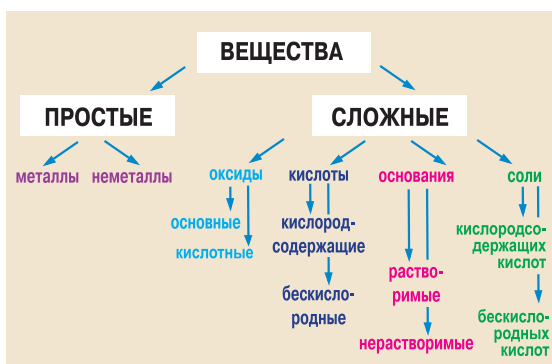
1. Составьте уравнения реакций для следующих превращений:



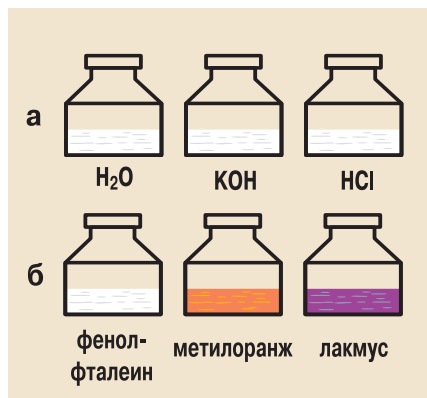
2. Опишите процессы, представленные на рисунках а и б. Назовите соли. Составьте аналогичную задачу с другими металлами и солями.



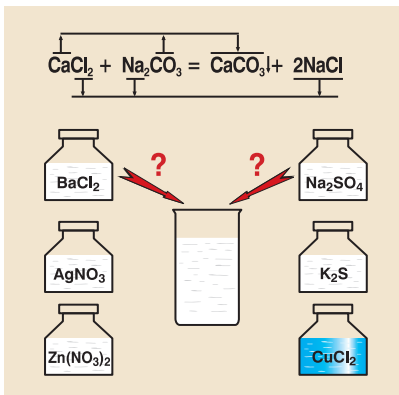
3. Распределите указанные формулы веществ в соответствии с предложенной справа схемой: SO_2 , Na_2O , HCl , CO_2 , H_2 , Al , KOH , NaCl , HNO_3 , Fe , O_2 , Na , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CuSO_4 , NaOH , H_2CO_3 , NaNO_3 , P_2O_5 , P , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , S , Zn , H_2S , FeO , KI , CaO .



4. Определите каждое вещество в трех склянках (а) с помощью индикаторов (б).



5. Какие соли можно получить из этих шести веществ? Составьте уравнения соответствующих реакций по образцу.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

Общие химические свойства солей

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).



Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- спиртовка
- держатель для пробирок
- стеклянная пластинка
- набор реактивов (в соответствии с предложенными задачами)

I. Взаимодействие солей с металлами

В пробирку налейте ≈ 1 мл раствора сульфата меди (II). Опустите в раствор железный гвоздь. Что наблюдаете через несколько минут? Напишите уравнение реакции.

II. Взаимодействие солей со щелочами

В пробирку налейте раствор сульфата меди (II) (≈ 1 мл) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

III. Взаимодействие солей с кислотами

В пробирку налейте раствор хлорида бария (≈ 1 мл) и добавьте по каплям раствор серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

IV. Взаимодействие солей друг с другом

В пробирку налейте раствор сульфата натрия (≈ 1 мл) и добавьте по каплям раствор хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Сделайте выводы.

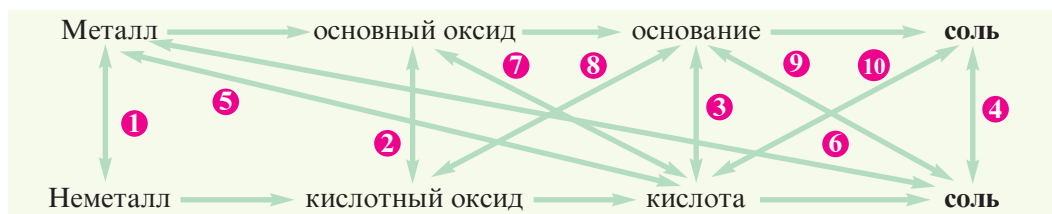
Вымойте посуду и приведите в порядок рабочее место.

4.12. Получение солей

Способы получения солей можно выбрать на основе схем генетической связи. Любое взаимодействие между членами ряда металла и ряда неметалла приводит к образованию соли как одного из продуктов реакции.

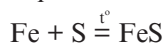
Вещества следует подбирать так, чтобы полученную соль можно было *отделить* от других веществ.

Проанализируем схему, пронумеруем способы получения солей, подберем конкретные вещества и запишем уравнения реакций. Обсудим, как выделить необходимую соль.



Помимо вариантов взаимодействий 1–10, указанных в схеме, есть еще три способа получения солей (основание + неметалл, соль + кислотный оксид, соль + неметалл), которые мы будем изучать позже.

1. Взаимодействие простых веществ металлов и неметаллов. Например, при взаимодействии железных опилок с серой образуется соль сульфид железа (II):



Избыток железа может быть удален при помощи магнита, а избыток серы — при обработке реакционной смеси водой (сера всплывает на поверхность воды).

2. Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами. Например, негашеная известь при хранении на воздухе превращается в карбонат кальция:



3. Взаимодействие оснований с кислотами

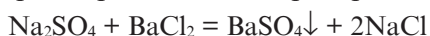


Осадок сульфата бария можно отделить фильтрованием.



Происходит реакция нейтрализации, которая идет до конца за счет образования воды. Соль K_2SO_4 может быть выделена при выпаривании досуха полученного раствора.

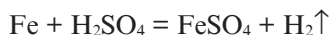
4. Взаимодействие соли с солью с образованием двух новых солей происходит только в случае, когда один из продуктов реакции нерастворим в воде. Например,



Осадок сульфата бария можно выделить из реакционной смеси фильтрованием. Другая соль — хлорид натрия останется в растворе. Она может быть выделена из раствора выпариванием при условии, что нет избытка ни одной из исходных солей.

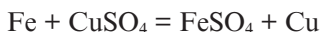
Как можно избежать избытка одного из реагентов — Na_2SO_4 или BaCl_2 ?

5. Взаимодействие металлов с кислотами. Соли железа (II) получают растворением железа в разбавленных кислотах, например:



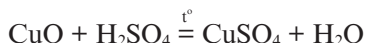
При этом для реакции берут избыток железа. Почему? По окончании реакции этот избыток отфильтровывают. Фильтрат (раствор, прошедший через фильтр) выпаривают досуха и таким образом получают кристаллы сульфата железа (II).

6. Взаимодействие металлов с солями. Например, сульфат железа (II) можно получить, если выдержать избыток железа в растворе сульфата меди (II):



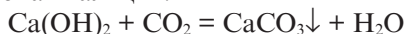
По окончании реакции замещения медь и железо (избыток) отфильтровывают, а сульфат железа (II) выделяют выпариванием раствора.

7. Взаимодействие основных оксидов с кислотами. Например,

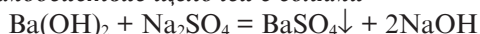


После выпаривания полученного раствора остаются синие кристаллы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

8. Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами. При пропускании углекислого газа через известковую воду можно получить карбонат кальция:

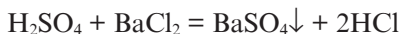


9. Взаимодействие щелочей с солями



Белый осадок сульфата бария отделяют фильтрованием.

10. Взаимодействие кислот с солями

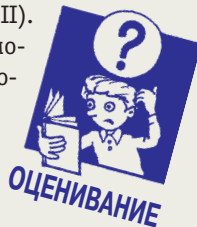


Соль, выпавшую в осадок, отделяют от раствора фильтрованием.

1. Объясни, какие из общих свойств солей может проявлять сульфат меди (II). Напиши уравнения возможных реакций. Подсказка: для реакции взаимодействия с кислотами можно взять слабую сероводородную кислоту. Почему? Сделай выводы по всему упражнению.

2. С какими веществами взаимодействует хлорид кальция, если при этом образуются: а) сульфат кальция, б) карбонат кальция, в) фосфат кальция, г) гидроксид кальция, д) хлороводород?

Напиши уравнения реакций и объясни, почему они идут до конца.



3. Какие из перечисленных веществ могут взаимодействовать в растворе:
а) MgCl_2 , б) Na_2SO_3 , в) FeSO_4 , г) K_2CO_3 , д) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, е) BaCl_2 , ж) H_2SO_4 , з) HCl , и) KOH , к) $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
Напиши уравнения реакций, сделай выводы о возможности протекания реакции в каждом случае.
4. Составь уравнения реакций для следующих превращений:
а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$
в) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow * \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
д) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
5. На основе схемы генетической связи выведи все возможные способы получения солей и приведи примеры реакций. В каждом случае объясни, как выделить полученную соль в чистом виде.
6. Пользуясь схемой генетической связи, получи всеми возможными способами: а) FeSO_4 , б) ZnCl_2 .

4.13. Определение по химическому уравнению количества или массы вещества по количеству или массе другого вещества

Вспомним некоторые важные этапы решения задачи по уравнению химической реакции. Сначала записываем краткое условие задачи. Затем пишем уравнение химической реакции и расставляем коэффициенты. Над формулами веществ пишем данные из условия задачи, а под формулами — количество вещества по уравнению реакции.

Задача 1 Оксид серы (IV) применяется для обработки сухофруктов, в пищевой промышленности в качестве консерванта. Вычислите количество вещества и массу серы, необходимой для получения оксида серы (IV) массой 12,8 г.

Дано:

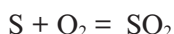
$$m(\text{SO}_2) = 12,8 \text{ г}$$

$$\nu(\text{S}) - ?$$

$$m(\text{S}) - ?$$

Решение:

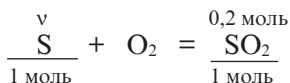
1. Пишем уравнение реакции и расставляем коэффициенты:



2. Вычисляем количество вещества SO_2 и записываем данные над и под формулами веществ в уравнении реакции:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{12,8 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$



3. Составляем пропорцию и определяем количество вещества серы:

$$\frac{\nu}{1 \text{ моль}} = \frac{0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}; \quad \nu(\text{S}) = 0,2 \text{ моль}$$

4. Вычисляем массу серы:

$$m = M \cdot \nu; \quad A_r(\text{S}) = 32; \quad M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{S}) = 32 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 6,4 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } \nu(\text{S}) = 0,2 \text{ моль}; \quad m(\text{S}) = 6,4 \text{ г}$$

Задача 2

Оксид меди (II) используют при производстве стекла и керамики для придания им синей окраски. Вычисли количество вещества оксида меди, который можно растворить в азотной кислоте массой 252 г.

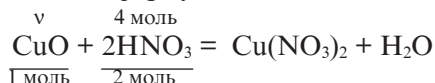
Дано:

$$m(\text{HNO}_3) = 252 \text{ г}$$

$$\nu(\text{CuO}) - ?$$

Решение:

1. Пишем уравнение реакции и записываем данные над и под формулами веществ:



2. Вычисляем количество вещества азотной кислоты:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad M_r(\text{HNO}_3) = 63$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{252 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$$

3. Составляем пропорцию по уравнению реакции и определяем $\nu(\text{CuO})$:

$$\frac{\nu}{1 \text{ моль}} = \frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}};$$

$$\nu(\text{CuO}) = 2 \text{ моль}$$

$$\text{Ответ: } \nu(\text{CuO}) = 2 \text{ моль}$$

Задача 3

Гидроксид алюминия применяется в качестве препарата, нейтрализующего повышенную кислотность желудочного сока. Вычислите количество вещества и массу гидроксида алюминия, необходимого для нейтрализации соляной кислоты количеством вещества 0,6 моль.

Дано:

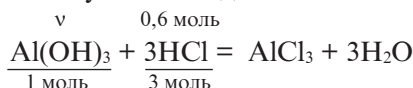
$$\nu(\text{HCl}) = 0,6 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Al}(\text{OH})_3) - ?$$

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) - ?$$

Решение:

1. Пишем уравнение реакции, расставляем коэффициенты и указываем данные:



2. Составляем пропорцию и определяем $\nu\text{Al}(\text{OH})_3$:

$$\frac{\nu\text{Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ моль}} = \frac{0,6 \text{ моль}}{3 \text{ моль}}; \quad \nu\text{Al}(\text{OH})_3 = 0,2 \text{ моль}$$

3. Вычисляем массу $\text{Al}(\text{OH})_3$:

$$M_r(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78$$

$$M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78 \text{ г/моль}$$

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad m = M \cdot \nu;$$

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 15,6 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } \nu(\text{Al}(\text{OH})_3) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 15,6 \text{ г}$$

Проект: Топ 10 неорганических веществ в моей жизни

Обоснование

Каждый день мы заняты различными делами: умываемся или что-то моем; готовим пищу или употребляем продукты и напитки; включаем или выключаем свет, радио, телевизор, компьютер, телефон; за обеденным столом мы пользуемся ложками, вилками, ножами, тарелками, стаканами; за письменным столом мы делаем записи или рисуем карандашом и т. д.

Во всех случаях, занимаясь повседневными делами, редко (или часто) мы задаемся вопросом: какие вещества обязательно входят в состав материалов, продуктов питания, оборудования, бижутерии? Какие вещества входят в состав супа, который мы приготовили, чая, какие вещества помогают нам наводить порядок и чистоту, какие — проводят электрически ток, а с помощью каких веществ мы делаем записи и рисуем?

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните вместе проект на тему «Топ 10 неорганических веществ в моей жизни». Внимательно ознакомьтесь с основными направлениями в работе над проектом.

Основные направления исследования

- Выбор десяти неорганических веществ
- Нахождение в природе выбранных веществ
- Физические и химические свойства этих веществ
- Применение выбранных веществ

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Постеры
- Рефераты
- Коллажи

Представление — защита проекта

• Каждая группа представляет проект перед классом (может выступать один или несколько представителей)

- На выступление отводится до 8 минут

Критерии оценивания

- Оригинальность и значение выбранных веществ
- Научное содержание проекта
- Выступление группы
- Источники информации
- Соответствие выступления отведенному времени

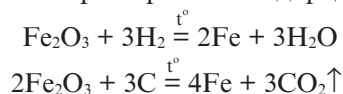
4.14.

Оксиды, кислоты, основания, соли – применение и влияние на качество жизни и окружающую среду

Для лучшего понимания химических явлений в окружающем мире проанализируем некоторые участвующие в них вещества.

Оксиды. Чаще всего встречаются в природе оксиды железа, кальция, алюминия, кремния, углерода и водорода.

Как упоминалось ранее, *оксиды железа* (Fe_2O_3 , Fe_3O_4) входят в состав минералов — железных руд. Для получения чистого железа руду или ржавое железо подвергают промышленному восстановлению при обработке водородом или углем:

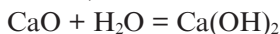


Оксид кальция (CaO) называется также *негашеной известью*. Получается при высокотемпературном разложении карбоната кальция (при температуре $1200^\circ C$) в специальных печах (рис. 4.16, стр. 93):



Карбонат кальция, называемый также *известняком*, входит в состав горных пород и минералов. На территории Республики Молдова во многих населенных пунктах есть карьеры по добыче камня, в которых добывают известняк (рис. 4.20).

Оксид кальция применяется в производстве гашеной извести (гидроксида кальция):



Оксид алюминия Al_2O_3 . В природе оксид алюминия встречается в виде шестиугольных кристаллов различных цветов, которые после обработки используются как драгоценные камни (рис. 4.21). Это:

корунд, бесцветный или желтоватый;

рубин, красный, благодаря небольшому количеству Cr_2O_3 ;

сапфир, синий из-за примесей оксида титана.

Углекислый газ (оксид углерода (IV)) CO_2 , образуется в результате процессов дыхания, гниения останков животных и растительных организмов, горения природного газа, нефти, древесины, разложения карбонатов, ферментации виноградного сока.

Будучи кислотным оксидом, при растворении в воде углекислый газ образует неустойчивую угольную кислоту H_2CO_3 , которая обратимо разлагается:



Равновесие между CO_2 и H_2CO_3 поддерживается и в газированной воде, которую мы пьем.



Рис. 4.20. Карьер по добыче камня



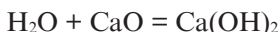
Рис. 4.21. Драгоценные камни, содержащие оксид алюминия

**Самый ценный
продукт пита-
ния — это вода.
Почему?**



Оксид водорода — вода (H₂O). В седьмом и восьмом классах мы многое узнали о воде: распространение в природе, физические и химические свойства, применение и значение для жизни. Зная о последствиях загрязнения природных вод, мы должны активно включиться в деятельность по защите водных ресурсов, а также экономно расходовать воду.

К какому типу оксидов относится вода? Учитывая тот факт, что она реагирует с активными основными оксидами, мы можем сделать вывод, что вода — кислотный оксид:



В то же время вода соединяется и с кислотными оксидами, проявляя при этом свойства основного оксида:



Следовательно, в химии, как и в природе, вода является особо ценным веществом, которое позволяет перейти от оксидов к кислотам и основаниям, играя роль «модератора» классов соединений.

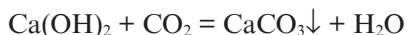
Благодаря своему составу вода — исходное вещество для получения водорода и кислорода:



Кислоты и основания. В повседневной жизни чаще всего используют уксусную и соляную кислоту. Первая — это органическое вещество. Водный раствор уксусной кислоты известен под названием *уксус*, который является консервантом и хорошей приправой ко многим блюдам. Соляная кислота HCl — это единственная неорганическая кислота, которая выполняет важнейшую функцию в нашем организме — способствует пищеварению в желудке.

В больших промышленных городах в атмосфере накапливаются оксиды углерода, серы и азота, которые во время дождей превращаются в кислоты (кислотные дожди).

Из оснований можно вспомнить гидроксид кальция Ca(OH)₂ — гашеную известь, используемую для побелки стен. При высыхании гидроксид кальция взаимодействует с углекислым газом воздуха, образуя белую нерастворимую в воде соль — карбонат кальция:



В некоторых экстренных случаях (обмороках) используется нашатырный спирт — раствор гидроксида аммония NH₄OH, слабого основания с резким запахом аммиака. Реакция получения этого основания обратима:



Соли. Нам хорошо знакома поваренная соль NaCl — самая известная приправа к блюдам и консервант. В природных месторождениях встречается в форме каменной соли или морской соли. В состав каменной соли наряду с хлоридом

**Напиши урав-
нения реакций
образования в
атмосфере этих
кислот.**



натрия (97-98 %) входят небольшие количества хлоридов кальция, магния и калия, а также сульфатов кальция и магния.

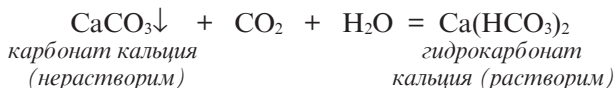
Хлорид натрия крайне необходим для жизни. Его применяют для производства физиологического раствора, так как он поддерживает в норме кровяное давление в организме человека. Ежедневно человеку необходимо около 5 г соли. Другие соединения, которые организм получает с пищей — это соли калия, кальция, магния и др.

Еще одна широко используемая человеком соль — это гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , называемый также *пищевой содой*. Это кислая соль. А средняя соль Na_2CO_3 — это стиральная сода. Эти две соли похожи по составу, но очень отличаются по физиологическому действию; соль Na_2CO_3 вредна для употребления внутрь.

Соль карбонат кальция CaCO_3 (описанная выше) является основным компонентом минералов: мела, известняка, мрамора.

Иногда в природе наблюдаются необъяснимые явления: в некоторых местах большие каменные скалы постепенно исчезают. По какой причине?

Камни, то есть нерастворимая соль карбонат кальция, под действием воды и углекислого газа превращаются в растворимую кислую соль гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:



Затем раствор $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ переносится проточными водами в другие места, где после испарения воды превращается в карбонат кальция в виде камней, сталактитов в пещерах (рис. 4.22):



Эти превращения являются природными обратимыми процессами.



В ежедневном питании мы используем продукты, в состав которых входят некоторые кислоты. Например, яблоки содержат яблочную кислоту, цитрусовые — лимонную кислоту, щавель — щавелевую кислоту, уксус — уксусную кислоту. Эти кислоты являются органическими веществами, но, как и неорганические кислоты, содержат в молекуле активные атомы водорода и проявляют свойства кислот.



Рис. 4.22. Сталактиты из карбоната кальция

1. Даны оксиды: CO_2 , Na_2O , K_2O , CaO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , SiO_2 . Какие из них не существуют в природе? Почему? Аргументируй ответ, написав соответствующие уравнения реакций.
2. Опиши применение в повседневной жизни оксидов:
а) кальция, б) алюминия, в) водорода.
3. Объясни свойства и соотнеси их с применением для следующих соединений:
а) HCl , б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, в) NH_4OH .
4. Считается, что углекислый газ переносит камни на большие расстояния. Объясни это явление с помощью уравнений реакций.
5. Из известняка был получен оксид кальция массой 70 кг. Вычисли количество вещества оксида кальция CaO . Какую массу гашеной извести можно получить из данного количества оксида кальция?
6. Перечисли некоторые кислоты из окружающей среды. Где они находятся? Какие из этих кислот являются пищевыми?





Работа в группе

1. В химической лаборатории на столе находятся склянки с веществами. Определите их количество, если: во всех, кроме двух, находятся оксиды; во всех, кроме двух, — основания, во всех, кроме двух, — соли.
2. Основываясь на информации, представленной в этой главе, найдите как можно больше взаимосвязей химии с другими изучаемыми дисциплинами (например: физикой, географией, математикой и др.) и заполните предложенную таблицу межпредметных взаимосвязей:

Таблица межпредметных взаимосвязей для 8-го класса

Фрагмент текста из учебника химии	Взаимосвязи с другими дисциплинами

4.15. Генетическая связь между классами неорганических соединений

В химических реакциях, представленных в данной главе, были показаны многочисленные возможности для превращений неорганических веществ. Они характеризуют методы получения некоторых простых и сложных веществ, а также их химические свойства.

Генетический ряд — это совокупность веществ, принадлежащих к разным классам, объединенных одним элементом. В результате химических реакций вещества одного класса превращаются в вещества другого класса: из простого вещества образуется оксид, из оксида — кислота или основание, далее — соответствующая соль.

Рассмотрим цепочки превращений для металла и неметалла:



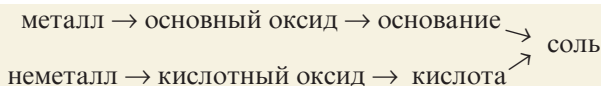
Данные цепочки — генетические ряды металла (магния) и неметалла (фосфора).

Ранее (стр. 74) мы уже составляли два генетических ряда:

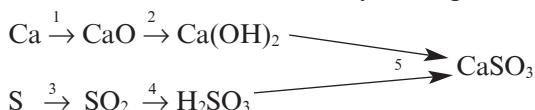
Ряд металла: металл → основной оксид → основание → соль

Ряд неметалла: неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

Эти генетические ряды можно объединить:



Выберем превращения, с помощью которых получим одну и ту же соль. Например, для получения одной и той же общей соли CaSO_3 составим следующие ряды:



Как мы видим, соль CaSO_3 образуется из основания Ca(OH)_2 и кислоты H_2SO_3 .

Напиши уравнения реакций для генетических рядов Mg, P.



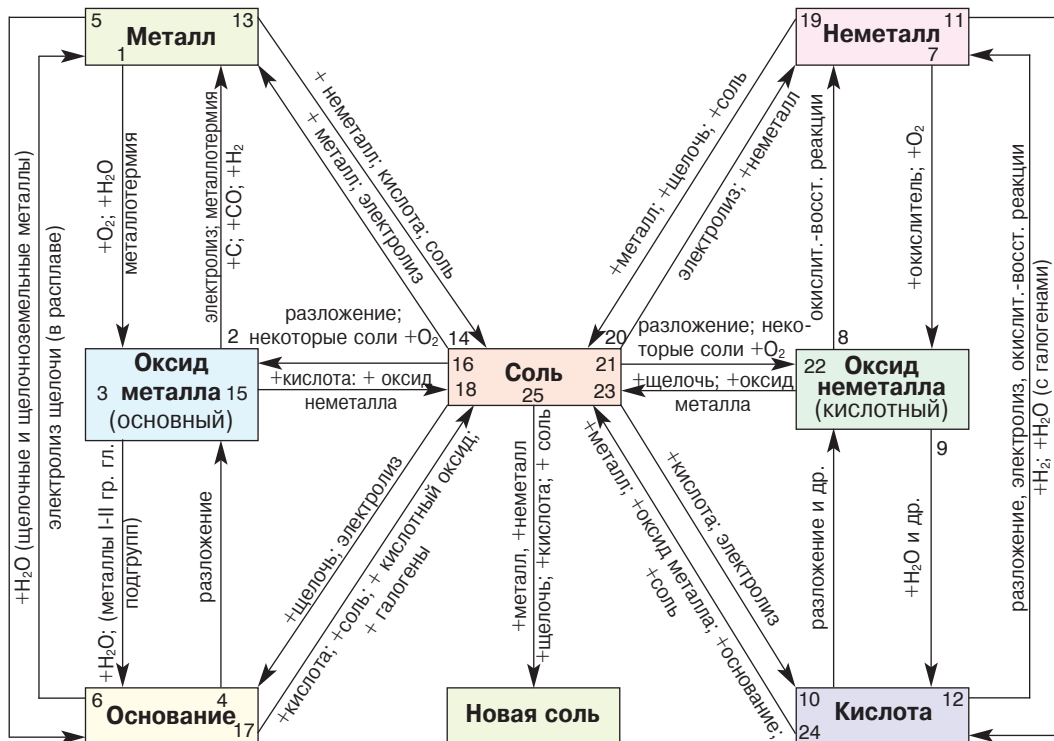
Напиши уравнения реакций для этих превращений.



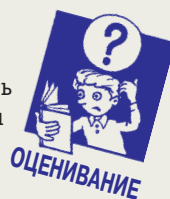
Существуют и другие способы получения солей, а также кислот, оснований и оксидов.

В общем виде взаимосвязь между классами соединений, основанная на генетических рядах металла и неметалла, может быть представлена схемой 4.2:

Схема 4.2. Генетическая связь между классами неорганических веществ



- По схеме генетической связи выведи свойства:
 - серной кислоты;
 - гидроксида бария;
 - хлорида кальция.
- Даны кислоты: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2SiO_4 , HNO_3 . Какие из них могут быть получены при взаимодействии оксидов с водой. Напиши уравнения соответствующих реакций.
- Дополни уравнения реакций формулами и коэффициентами:
 - $\text{CuSO}_4 + ? \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + ?$
 - $\text{AlCl}_3 + ? \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + ?$
 - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + ?$
- Ответь на вопросы:
 - Оксиды активных металлов могут реагировать с водой?
 - Гидроксид натрия реагирует с оксидом меди (II)?
 - Какова формула вещества "X" в схеме: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{"X"}$?
 - Соляная кислота может реагировать со всеми веществами из списка: железо, оксид железа (III), гидроксид меди (II)? Аргументируй.
- При рентгенологическом обследовании человека часто применяется сульфат бария, который не пропускает рентгеновские лучи (например, при исследовании желудка пациента). Вычисли количество вещества и массу оксида бария и серной кислоты, которые необходимы для получения сульфата бария массой 466 г.





ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Взаимосвязь классов неорганических веществ

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).

Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками
- стеклянная трубка
- стеклянная пластинка
- спиртовка
- держатель для пробирок
- набор реактивов (в соответствии с выбранными вариантами)

До сих пор вы выполняли лабораторные опыты по инструкции, в которой было точно указано, какие вещества брать, сколько взять каждого из них. В этой работе вы научитесь решать экспериментальные задачи. В экспериментальной задаче дается только условие. Все остальное вам предстоит проделать самостоятельно: составить план решения и подобрать конкретные реактивы, с которыми вы будете работать.

Пример. Опытным путем определите, в какой из трех пронумерованных пробирок находятся: а) кислота; б) щелочь; в) дистиллированная вода.

1. Попытаемся провести «мысленный» эксперимент. Выберем вещество, которое реагирует и с кислотой, и со щелочью, но по-разному.

Таким веществом является индикатор, например лакмус. В кислотах лакмус краснеет, в щелочах — синеет, а в воде имеет фиолетовую окраску. Таким образом, с помощью лакмуса можно определить кислоту, щелочь и воду.

2. Проведем эксперимент. Для этого в каждую пробирку с раствором добавим 2–3 капли раствора лакмуса или внесем по кусочку лакмусовой бумаги.

3. Запишем в тетрадь наблюдения и выводы:

Пробирка № 1 — лакмус покраснел, значит, в этой пробирке кислота.

Пробирка № 2 — лакмус посинел, значит, в этой пробирке щелочь.

Пробирка № 3 — фиолетовый цвет индикатора не изменился, значит, в этой пробирке дистиллированная вода.

Из предложенных экспериментальных задач выполните те, которые укажет учитель.

Следуйте **плану**:

1. Составьте план эксперимента, в котором укажите, какие вещества и в какой последовательности будут реагировать друг с другом. Для этого составьте цепочку превращений.

2. Напишите уравнения реакций.
3. Проведите опыт. Запишите в тетрадь наблюдения.

Экспериментальные задачи

1. Определите, в какой из двух пробирок находится раствор хлорида натрия, а в какой — дистиллированная вода.
2. Опытным путем определите, в какой из выданных вам трех пронумерованных пробирок находятся серная, соляная и азотная кислоты.
3. Опытным путем подтвердите, что гидроксид кальция обладает основными свойствами.
4. Опытным путем подтвердите, что оксид магния относится к основным оксидам.
5. Опытным путем подтвердите, что серная кислота обладает кислотными свойствами.
6. Определите, в какой из трех пронумерованных пробирок находятся оксид кальция, оксид меди (II), оксид цинка.
7. Исходя из оксида меди (II), получите: а) нитрат меди (II); б) хлорид меди (II).
8. Исходя из железа, получите гидроксид железа (II).
9. Получите и отделите гидроксид меди (II), исходя из оксида меди (II).
10. Исходя из раствора сульфата меди (II), получите оксид меди (II).
11. Имея в своем распоряжении раствор карбоната натрия (соды), получите углекислый газ и докажете, что он является кислотным оксидом.
12. Исходя из металлического цинка, получите гидроксид цинка.
13. Из растворов карбоната натрия, гидроксида кальция, азотной кислоты получите тремя способами карбонат кальция. Какой из способов наиболее рациональный?
14. Даны растворы серной кислоты, нитрата бария и гранулы цинка. Получите нитрат цинка и выделите его из смеси.
15. Опытным путем осуществите следующие превращения:
 - а) $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$
 - б) $\text{FeCl}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - в) $\text{CuCl}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{CuO}$

Сделайте вывод о работе. Вымойте посуду и приведите в порядок рабочее место.

Суммативное оценивание по единице обучения «Классы неорганических соединений»

- I.** Даны вещества: NaOH , SO_2 , Na_3PO_4 , H_2SO_4 , CaCO_3 , CO_2 , Ca(OH)_2 , HCl . Распредели вещества по классам и запиши их формулы.

Класс	Вещество
1. Соли	_____
2. Основания	_____
3. Оксиды	_____
4. Кислоты	_____



- II.** Укажи, какое из веществ при растворении в воде образует кислоту:

а) KCl ; б) MgO ; в) SO_3 ; г) SiO_2 .

- III.** Составь формулы веществ по названиям и запиши их:

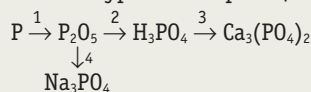
Название	Формула
1. Гидроксид калия	_____
2. Азотная кислота	_____
3. Оксид серы (IV)	_____
4. Оксид алюминия	_____
5. Фосфат кальция	_____

- IV.** Гидроксид кальция реагирует с: а) Na_2O ; б) Fe ; в) AgCl ; г) CO_2 .

- V.** С серной кислотой (разбавленной) реагирует:

а) Cu ; б) Fe ; в) Au .

- VI.** Напиши уравнения реакций для следующих превращений:



- VII.** Даны вещества: Na ; KCl ; NaOH ; Na_2O ; K_3PO_4 ; NaCl ; KOH ; H_2SO_4 ; SO_3 ; K_2SO_4 . Выбери из них те, которые могут составить полный генетический ряд и составь его.

- VIII.** Укажи, в какой из указанных пар вещества могут реагировать друг с другом:

а) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3$; б) $\text{BaCl}_2 + \text{NaOH}$; в) $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$; г) $\text{NaCl} + \text{HNO}_3$.

- IX.** Дополни предложения формулами веществ. Формула оксида кальция _____. Это вещество реагирует с водой с образованием известкового молока _____. При пропускании через известковое молоко углекислого газа образуется нерастворимая соль _____. Напиши уравнения соответствующих реакций.

- X.** Вычисли массу гашеной извести Ca(OH)_2 , которую можно получить из 56 кг негашеной извести CaO . В каком агрегатном состоянии будет находиться Ca(OH)_2 , если взять:

а) столько воды, сколько требуется по уравнению реакции; б) при избытке воды?

После изучения этой главы ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общения понятиями: растворы, массовая доля растворенного вещества; питьевая вода;
- характеризовать состав, строение, физические и химические свойства, роль и применение воды/растворов в повседневной жизни;
- исследовать экспериментально свойства воды, соблюдая правила техники безопасности;
- решать расчетные задачи, основанные на корреляции между массовой долей растворенного вещества, массой растворенного вещества и массой раствора;
- готовить раствор с определенной массовой долей растворенного вещества;
- аргументировать требования к питьевой воде, ее качеству, очистке и защите;
- разрабатывать и представлять творческий проект о значении воды/растворов.

5.1. Вода – жизненно важное вещество

Биологическая роль воды. Вода нужна всем — человеку, животным, растениям. В организме человека 80 % воды. Поэтому человек может прожить без еды 50–60 дней, а без воды всего 5–10 дней. Ежедневно каждый из нас должен потреблять примерно два литра воды (включая продукты питания). Кроме того, мы тратим много воды на бытовые нужды. Это *прямое потребление воды*. В цивилизованных странах прямое потребление составляет более 200 л на человека в день, а в слаборазвитых странах — 2–5 л.

Однако есть еще *косвенное потребление*, на первый взгляд незаметное, но очень значительное. Так, на производство одного килограмма сахара требуется примерно 1000 л воды, риса — 4000 л, говядины — 20000 л (корова пьет воду, на выращивание корма тоже требуется много воды — вот откуда такие большие цифры).

Цивилизация не может развиваться без увеличения расхода воды! Хватит ли воды человечеству? Каковы запасы воды на Земле?

Распространение в природе. Согласно расчетам ученых, общий запас воды на Земле составляет 1454 млн км³.



Рис. 5.1. Распространение воды на Земле (%)

Большая часть из общих запасов воды (97 %) приходится на океаны (рис. 5.1, 5.2). На втором месте — лед в горах и в полярных областях, но эта вода не используется из-за нерентабельности. Далее идут подземные воды, атмосферные осадки, вода рек и озер. Вот эту воду люди используют для всех нужд — бытовых и технических, что составляет всего лишь 0,4 % от общего запаса воды. Отметим, что атмосферные осадки (дождь, снег) используются только частично (10 %), остальная влага испаряется, уходит под землю, истекает в реки и моря. Главная проблема для жителей Земли —



22 марта —
Всемирный день
защиты воды.

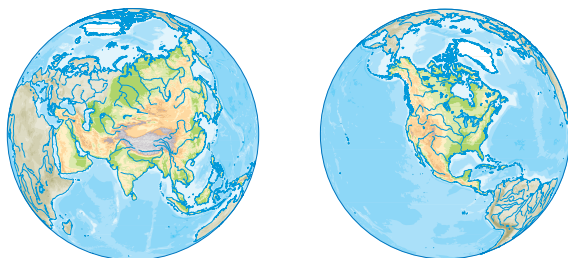


Рис. 5.2. Распределение мировых запасов воды

неравномерное распределение воды. В пустынях ее практически нет, а в Антарктиде сосредоточена почти половина всей пресной воды Земли.

В нашей республике высокая плотность населения. Общий запас воды всего 1,31 км³, поэтому воды не хватает. Мы должны очень бережно расходовать ее! Вода — самое ценное, что есть на нашей планете.

Для разных целей требуется вода разного качества. Например, мы пьем питьевую воду, дистиллированная вода используется для приготовления химических растворов, медикаментов, а для некоторых промышленных процессов нужна техническая вода. Для того, чтобы понять, какую воду мы пьем, что такое «качество воды», надо узнать о ней как можно больше. Сначала мы изучим физические и химические свойства воды, свободной от любых примесей — «химически чистой (дистиллированной) воды — H₂O».

Физические свойства воды. Вода — это самое необычное из обычных веществ. У нее много странностей в физических свойствах.

1. **Агрегатные состояния воды.** Мы знаем, что вода может существовать в трех агрегатных состояниях: *жидком* (вода), *твердом* (лед, снег) и *газообразном* (водяной пар).

Вода превращается в лед при температуре 0 °C — это температура замерзания воды. При температуре кипения, равной 100 °C, она превращается в пар. В интервале от 0 °C до 100 °C вода — *жидкость*. Вот это первая странность воды. Ведь все водородные соединения неметаллов при температуре выше 20 °C — газы (см. табл. 5.1.) — и те, что легче воды, и даже те, что тяжелее.



Рис. 5.3. Агрегатные состояния воды в природе

Таблица 5.1. Водородные соединения неметаллов

Группа IV		Группа V		Группа VI		Группа VII	
Формула	M _r	Формула	M _r	Формула	M _r	Формула	M _r
CH ₄	16	NH ₃	17	H ₂ O	18	HF	20
SiH ₄	32	PH ₃	34	H ₂ S	34	HCl	36,5
		AsH ₃	78	H ₂ Se	81	HBr	81
				H ₂ Te	130	HI	128

2. *Плотность воды.* Вы знаете из физики, что плотность вещества рассчитывается по формуле $\rho = \frac{m}{V}$. Самая высокая плотность воды — при $+4^\circ\text{C}$ (рис. 5.4). Запишем значения плотности воды, выраженные в разных единицах:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{V} = 1000 \frac{\text{кг}}{\text{м}^3} = 1 \frac{\text{кг}}{\text{дм}^3} \left(\frac{\text{кг}}{\text{л}} \right) = 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} \left(\frac{\text{г}}{\text{мл}} \right).$$

Это можно представить иначе:

Объем воды	1 м^3	$1 \text{ дм}^3 (1 \text{ л})$	$1 \text{ см}^3 (1 \text{ мл})$
Масса воды	1000 кг	1 кг	1 г

Проанализируем это свойство воды. Обычно при охлаждении вещества сжимаются. Вода сжимается только до температуры $+4^\circ\text{C}$, а ниже этой температуры расширяется. Лед легче воды, его плотность $0,92 \text{ г/см}^3$. Объяснение этому факту мы найдем, проанализировав структуру льда (рис. 5.6, б): в его кристаллической структуре есть пустоты, поэтому лед занимает больший объем, чем жидкая вода.

При охлаждении озер и рек самая тяжелая вода температурой 4°C опускается на дно, а у поверхности образуется лед температурой 0°C . Благодаря этим свойствам воды и льда водоемы не промерзают до дна.

3. *Третье важное свойство — чистая вода не проводит электрический ток.*

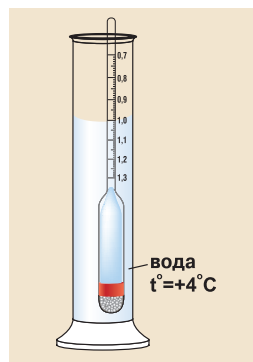


Рис. 5.4. Ареометр показывает плотность воды 1 г/мл при $+4^\circ\text{C}$

1. Каково значение воды для жизни на планете Земля?
2. Чем различается прямое и косвенное потребление воды?
3. Перечисли источники пресной воды на Земле?
4. Каковы основные ресурсы воды в Молдове?
5. Какова температура воды подо льдом замерзшего озера?
6. Вычисли количество вещества и массу воды, которая образуется при нейтрализации NaOH массой 4 г: а) соляной кислотой; б) серной кислотой; в) фосфорной кислотой. Укажи тип реакций.
7. Вычисли количество вещества и массу воды, которая образуется при взрыве смеси водорода массой 2 г и кислорода.



Работа в группе

1. По рисунку 5.5. опорного конспекта составьте описание общей характеристики и физических свойств воды.
2. Проведите домашний эксперимент: выясните, какой объем воды расходует ваша семья в сутки (прямое потребление).

3. Перепишите в тетрадь и дополните текст, пользуясь информацией из учебника географии и других источников: *Площадь Республики Молдова ... км². Запасы воды составляют ... км³. Средний объем воды, который приходится на каждого жителя ...*

Мы живем в селе ... (городе ...). Здесь есть ... (чистые, загрязненные) источники воды (колодцы, родники, озера) для обеспечения самых разных потребностей жителей водой.

Пользуйтесь информацией учебника географии Молдовы, посоветуйтесь с учителем. Запишите текст в тетрадь.

4. Составьте план очистки родника, колодца, озера в местах вашего проживания. Реализуйте этот план!

Не забудьте! 22 марта — Всемирный день защиты воды.

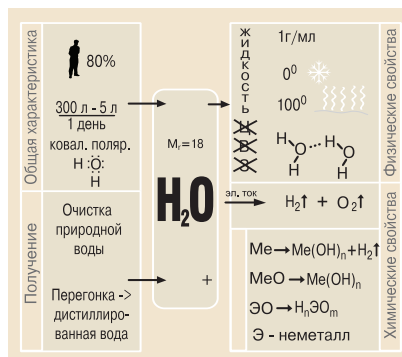


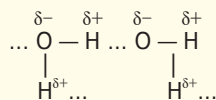
Рис. 5.5. Опорный конспект



Вы знаете, что между молекулами всех веществ действуют силы взаимного притяжения. А между молекулами воды, помимо этого, возникает **водородная связь**. Зная, что формула воды H_2O , изобразим электронное строение ее молекулы:



Атом кислорода имеет высокую электроотрицательность, поэтому сильно смещает к себе общие электронные пары. В результате получается избыточный отрицательный заряд ($\delta-$) на атоме кислорода и положительный ($\delta+$) — на атоме водорода. Когда две молекулы оказываются рядом, атом водорода одной молекулы притягивается к атому кислорода другой молекулы. Образуется водородная связь, которую обозначают тремя точками.



Водородная связь (рис. 5.6) сильнее обычного притяжения молекул, поэтому от 0° до $100^\circ C$ вода — жидкость. Водородная связь примерно в 15–20 раз слабее ковалентной связи. Поэтому разрушить молекулы воды очень трудно, а оторвать их друг от друга значительно легче. Это наблюдается при испарении жидкой воды и льда (белье сохнет и на морозе!).

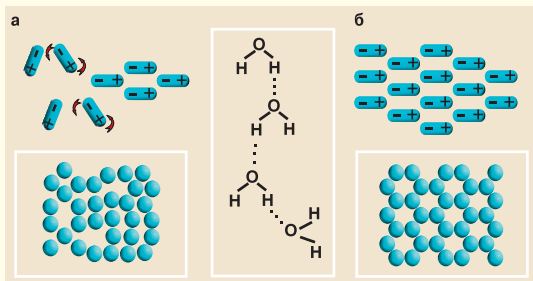


Рис. 5.6. Водородная связь и структура воды в жидком (а) и твердом состоянии (б)

5.2. Химические свойства воды

Из изученного ранее мы знаем, что вода взаимодействует со многими простыми и сложными веществами. Рассмотрим некоторые реакции.

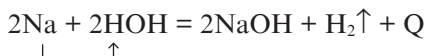
1. Разложение воды

При пропускании электрического тока или повышении температуры до $2000^\circ C$ вода разлагается на простые вещества водород и кислород:

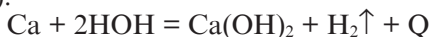


2. Взаимодействие воды с простыми веществами

а) *Взаимодействие с металлами.* Отрежем кусочек натрия величиной со спичечную головку и опустим его в стакан с водой — начинается реакция. Натрий расплавляется за счет тепла реакции, а выделяющийся газ заставляет его «бегать» по поверхности воды. Закроем стакан воронкой, на ее конец наденем пробирку (рис. 5.7). Через некоторое время снимем пробирку и к ее отверстию поднесем спичку. По характерному хлопку определим, что выделившийся газ — водород. В стакан к полученному раствору капнем раствор фенолфталеина — он окрасится в малиновый цвет. Следовательно, образовалась щелочь NaOH. Запишем уравнение реакции:

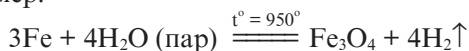


Аналогично протекает реакция воды с калием или кальцием (рис. 5.8 и 5.9):



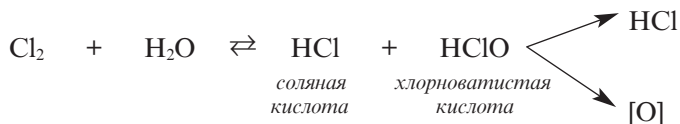
Металлы, стоящие до алюминия в вытеснительном ряду, вытесняют водород из воды при обычных условиях.

Другие металлы, стоящие в вытеснительном ряду после алюминия и до водорода, могут реагировать с водой при высоких температурах, но при этом получаются оксиды металлов. Например:



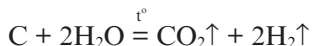
Это *железо-паровой* способ получения водорода.

*б) *Взаимодействие с неметаллами.* Жизненно важное значение имеет реакция взаимодействия хлора с водой:



При хлорировании водопроводной воды образуется атомарный кислород, убивающий бактерии. Таким образом обеззараживается вода.

С *углеродом* реакция может идти по-разному в зависимости от условий, например:



По этой реакции получают примерно половину всего промышленного водорода.

3. Взаимодействие воды со сложными веществами

При взаимодействии воды с *основными оксидами* образуются основания, а при взаимодействии воды с *кислотными оксидами* образуются кислоты.

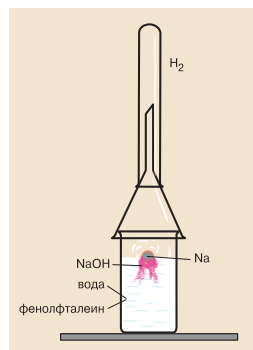


Рис. 5.7. Взаимодействие воды с натрием

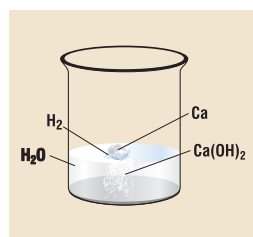


Рис. 5.8. Взаимодействие кальция с водой

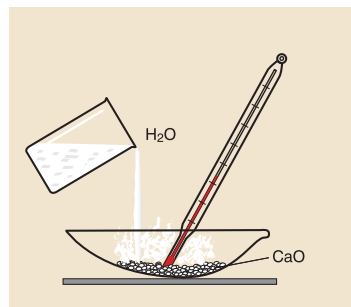
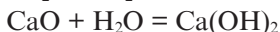
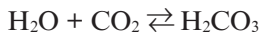
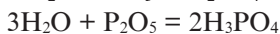
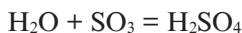


Рис. 5.9. Гашение извести

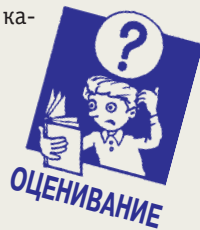
Вода реагирует с оксидами металлов только главных подгрупп I (Li – Fr) и II групп (Ca – Ba) с образованием щелочей.



Вода реагирует с кислотными оксидами с образованием кислот:



Объясни, почему в реакции $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ поставлен знак обратимости.



1. Как можно доказать, что вода — сложное вещество? Как определить качественный состав воды?
2. Приведи примеры реакций с участием воды в качестве: а) исходного вещества; б) продукта реакции.
3. Дополни коэффициентами схемы реакций:
 *а) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$ г) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 б) $\text{H}_2\text{O} + \text{K} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ д) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 *в) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$ е) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\uparrow$
4. По опорному конспекту (рис. 5.5, стр. 116) опиши химические свойства воды.
5. Вычисли количество вещества и массу водорода, который выделится при реакции воды массой 36 г с металлом:
 а) одновалентным, б) двухвалентным.



Работа в группе

1. Составьте уравнения реакций из приведенных ниже исходных веществ (А) и продуктов реакции (Б):

А

- (1) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- (2) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- (3) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- (4) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- * (5) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- (6) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Б

- * а) $\text{HCl} + \text{HClO} \rightleftharpoons \begin{matrix} \text{HCl} \\ [\text{O}] \end{matrix}$
- б) H_2SO_4
- в) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\uparrow$
- г) Ca(OH)_2
- д) $\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- е) $\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

Подберите коэффициенты, укажите условия реакций, тип реакций.

2. Подберите конкретные примеры (Б) для общих выражений (А):

А

- (1) Металл + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ основание + $\text{H}_2\uparrow$
- (2) Металл + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ оксид + $\text{H}_2\uparrow$
- (3) Неметалл + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ кислота¹ + кислота²
- (4) Оксид основный + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ основание
- (5) Оксид кислотный + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ кислота

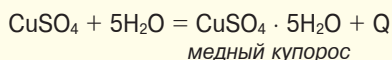
Б

- а)
- б)
- в)
- г)
- д)

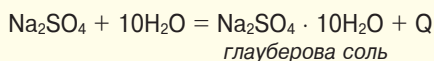


Взаимодействие воды со сложными веществами с образованием кристаллогидратов

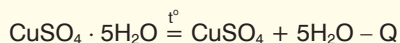
Растворим белый порошок сульфата меди CuSO_4 в воде. Получим голубой раствор. Изменение цвета — это признак химического явления. Оставим этот раствор в фарфоровой чашке на несколько дней. Вода испарится, а на дне чашки мы увидим не белые, а голубые кристаллы. Их состав: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Значит, пять молекул воды присоединились к безводному сульфату меди в растворе и образовали *гидрат*. В твердом виде это вещество называется *кристаллогидратом*, а вода в его составе — *кристаллизационной водой*. Уравнение реакции образования кристаллогидрата:



Другие вещества также могут присоединять воду, например:



Кристаллогидраты неустойчивы и при нагревании до 105°C теряют кристаллизационную воду.



5.3. Вода как растворитель. Растворы

Растворение. Размешаем порошок мела в воде. Получим смесь под названием *суспензия* (твердое вещество — жидкое вещество) (рис. 5.10).

Взболтаем жидкое масло с водой — образуется беловатая мутная жидкость. Получим смесь жидкость — жидкость, это *эмульсия* (рис. 5.11).

Частички мела и масла различимы. При стоянии обе смеси легко разделяются: мел опустится на дно, масло всплывет на поверхность воды.

Размешаем немного сахара в воде. Частички сахара не видны даже под микроскопом. Значит, молекулы сахара равномерно распределились между молекулами воды. В закрытой посуде эта смесь может стоять долго и не разделяться. Разделить эту смесь можно, лишь выпарив воду. Такую смесь называют *раствором* сахара в воде. Здесь сахар — *растворенное вещество*, вода — *растворитель*.

При растворении твердых веществ в воде разрушается кристаллическая структура вещества. Это физический процесс.

Происходит ли химическое взаимодействие воды с растворенными веществами с образованием гидратов? При растворении, как и при химических реакциях, выделяется



Рис. 5.10. Суспензия мела в воде



Рис. 5.11. Эмульсия масла в воде

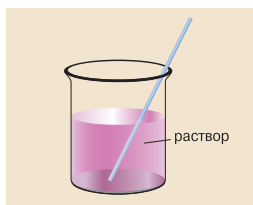


Рис. 5.12. Раствор перманганата калия в воде

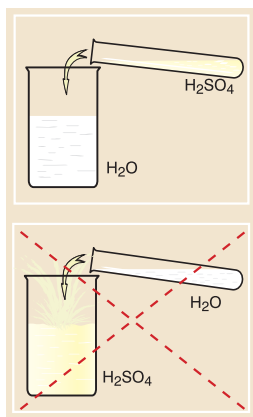


Рис. 5.13. Правила приготовления раствора серной кислоты в воде

или поглощается тепло — это признак химического явления. Например, если в стакан с водой осторожно, тонкой струйкой будем вливать, перемешивая, серную кислоту, то раствор очень сильно разогреется. Происходит образование гидрата $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Теперь дадим определение понятию раствор.

Раствор — это однородная смесь, в которой частицы растворенного вещества не видны даже под микроскопом. Раствор состоит из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

Приготовление растворов — обычный процесс: добавляем при перемешивании вещество к растворителю или, наоборот, добавляем растворитель к веществу (рис. 5.12).

Но есть исключение, когда нужно соблюдать последовательность: приготовление раствора серной кислоты, при котором (как упоминалось выше) происходит сильное разогревание раствора.

Для приготовления растворов серной кислоты существует правило: лить кислоту в воду (но не наоборот!).

При нарушении этого правила раствор образуется на поверхности тяжелой вязкой концентрированной кислоты. При этом выделяется так много тепла, что раствор может закипеть, а колба или стакан треснуть (рис. 5.13). Это очень опасно!

Вся наша жизнь связана с растворами. Важнейший из них — природная вода. В ней растворены соли: CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, FeSO_4 ; газы: углекислый газ CO_2 , кислород O_2 ; угольная кислота H_2CO_3 и многие другие вещества.

Клетки человека, животных, растений наполнены водными растворами органических и минеральных веществ.

Растворимость. Нальем в два стакана воды до половины их объема (100 г). В один стакан всыплем две столовые ложки сахара, в другой — столько же поваренной соли. Перемешаем и увидим, что при обычной температуре (20°C) сахар растворился полностью, а соль лишь частично. Это означает, что сахар и соль имеют разную *растворимость* при данной температуре (рис. 5.14).

По растворимости в воде вещества делятся следующим образом:

растворимые (р) — растворяется больше 1 г в 100 г воды;

малорастворимые (м) — от 0,01 г до 1 г в 100 г воды;

практически нерастворимые (н) — меньше 0,01 г в 100 г воды. Посмотрите в Приложениях таблицу растворимости (таблица 2, стр. 144).

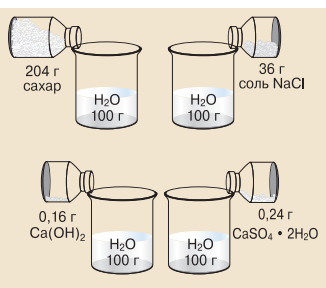


Рис. 5.14. Растворимость твердых веществ в воде

Растворимость многих твердых веществ увеличивается при нагревании.

При нагревании растворимость большинства солей увеличивается сильно, а поваренной соли — незначительно. Вот почему хозяйки не нагревают воду, когда готовят рассолы-растворы поваренной соли (например, для хранения овечьей брынзы или засолки овощей).

Растворимость газов уменьшается при нагревании и увеличивается при повышении давления.

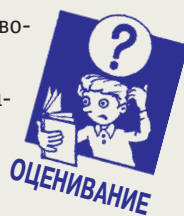
Газированную воду и газированные напитки готовят, насыщая обычную воду или напиток углекислым газом под большим давлением. Когда мы открываем бутылку, давление уменьшается и часть газа с шипением выходит из раствора (рис. 5.15).

Если в озеро или пруд попадают горячие стоки, температура воды повышается. При этом растворимость кислорода уменьшается и уменьшается его количество в воде. Рыба и другие живые организмы в таком водоеме могут погибнуть.



Рис. 5.15. При уменьшении давления растворенный газ выделяется из жидкости

1. Объясни, что такое раствор, из чего он состоит. Приведи примеры из жизни.
2. Раздели явления, которые происходят при растворении. Почему растворение можно назвать физико-химическим процессом (явлением)?
3. Из перечисленных признаков выбери те, которые характеризуют отличия растворов от обычных смесей:
 - а) непостоянство состава;
 - в) однородность;
 - б) тепловые эффекты;
 - г) возможность разделения компонентов фильтрованием.
4. В семь сосудов (а-ж) налили по 50 мл воды. Затем при перемешивании добавили небольшое количество:
 - а) мела;
 - в) поваренной соли;
 - д) бензина;
 - ж) извести.
 - б) масла;
 - г) сахара;
 - е) песка;Определи, в каких случаях образовались растворы.
5. Из металлов (А) и кислотных остатков (Б), составь формулы солей, растворенных в природной воде:
А: $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}, \overset{\text{II}}{\text{Mg}}, \overset{\text{II}}{\text{Fe}}, \overset{\text{III}}{\text{Fe}}$; Б: $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}, \overset{\text{II}}{\text{SO}_4}, \overset{\text{I}}{\text{HCO}_3}$.
Назови эти соли. Не составляй формулы для железа $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}$ и $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}$ и кислотного остатка $\overset{\text{I}}{\text{HCO}_3}$.
6. Приведи по 5 примеров растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ, используя таблицу растворимости (см. Приложение).
7. Объясни, почему при открывании бутылки с газированной водой выделяется много углекислого газа.
8. Объясни, почему в стакане с холодной водой, набранной из колодца или водопровода, через некоторое время на стенках появляются пузырьки газа.
9. Чем опасно повышение температуры воды в прудах и озерах?



5.4. Состав растворов

Раствор состоит из растворителя (например, воды) и растворенного вещества. Масса раствора складывается из массы растворенного вещества и массы воды:

$$\underset{\text{целое}}{m(\text{р-ра})} = \underset{\text{часть}}{m(\text{р-рен. в-ва})} + \underset{\text{часть}}{m(\text{H}_2\text{O})}$$

Состав растворов характеризуют массовой долей растворенного вещества в растворе. Массовая доля — это отношение массы части к массе целого. Ее обозначают греческой буквой ω («омега»).

Массовая доля растворенного вещества в растворе равна отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

$$\omega(\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m(\text{р-рен. в-ва})}{m(\text{р-ра})}$$

В процентах:

$$\omega(\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m(\text{р-рен. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%$$

Различают разбавленные и концентрированные растворы. Разбавленные содержат мало растворенного вещества, а концентрированные — много.

Проведем некоторые расчеты, важные как для химии, так и для повседневной жизни.

1. Расчет массы раствора

Пример 1.

Вычислите массу раствора, если в воде массой 100 г растворили поваренную соль массой 36 г.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = 36 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ра. NaCl}) - ?$$

Решение:

Масса раствора равна сумме масс растворенного вещества и воды.

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{р-ра NaCl}) = 36 \text{ г} + 100 \text{ г} = 136 \text{ г}$$

2. Расчет массовой доли растворенного вещества в растворе

Пример 2.

В воде массой 100 г растворили поваренную соль массой 36 г. Вычислите массовую долю NaCl в растворе.

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 36 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) - ?$$

Решение:

1. Запишем формулу для массовой доли:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})}, \text{ или } \omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$$

Здесь мы не знаем массу раствора.

2. Вычислим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = 36 \text{ г} + 100 \text{ г} = 136 \text{ г}$$

3. Вычислим массовую долю в растворе:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра.})} = \frac{36 \text{ г}}{136 \text{ г}} = 0,265$$

4. Выразим ее в процентах:

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,265 \cdot 100\% = 26,5 \%$$

Можно произвести расчет по формуле:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{36 \text{ г} \cdot 100\%}{136 \text{ г}} = 26,5 \%$$

3. Расчет массы растворенного вещества по его массовой доле и массе раствора

Пример 3.

Вычислите массу поваренной соли, необходимой для приготовления раствора массой 1000 г с массовой долей хлорида натрия в нем 3 %. Такой раствор применяют для консервирования помидоров.

Дано:

$$m(\text{р-ра.}) = 1000 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 3 \%$$

$$m(\text{NaCl}) - ?$$

Решение:

1. Запишем формулу:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})}, \text{ или } \omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$$

2. Выведем из этой формулы массу NaCl:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{p-pa}),$$

или

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{p-pa})}{100\%}.$$

3. Вычислим массу, но сначала переведем проценты в доли единицы:

$$\omega = \omega \% : 100 \% = 3 \% : 100 \% = 0,03;$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,03 \cdot 1000 \text{ г} = 30 \text{ г},$$

или

$$m(\text{NaCl}) = \frac{3 \% \cdot 1000 \text{ г}}{100 \%} = 30 \text{ г}.$$

Что нужно сделать, чтобы приготовить такой раствор?

Для того чтобы приготовить этот раствор, надо взвесить 30 г соли и всыпать ее в воду. Но ведь надо знать, сколько воды требуется для этого.

Вычислим массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p-pa}) - m(\text{NaCl});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г} - 30 \text{ г} = 970 \text{ г}.$$

Но ведь мы не будем взвешивать воду! Это неудобно!

Вычислим объем воды по ее плотности: $\rho = \frac{m}{V}$,

$$\text{откуда } \rho \cdot V = m; \quad V = \frac{m}{\rho}.$$

Выберем значение плотности воды 1 г/мл:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{970 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 970 \text{ мл}.$$

Таким образом, для приготовления 1000 г 3-процентного раствора надо отмерить 970 мл воды и растворить в ней 30 г поваренной соли.

1. Что называется массовой долей растворенного вещества в растворе? Что характеризует эта величина? В каких единицах выражается?
2. Рассчитай массовую долю растворенного вещества в растворах, состоящих из: а) 200 г воды и 5 г NaCl; б) 50 г воды и 2 г K₂SO₄; в) 500 г воды и 30 г сахара. Имеет ли значение при расчете, каково растворенное вещество?
3. Рассчитай массу сахара: а) в 200 г 5-процентного раствора; б) в 50 г 6-процентного раствора; в) в 1 кг 20-процентного раствора.



4. Вычисли массу хлорида натрия и воды, необходимых для приготовления растворов: а) массой 120 г с массовой долей NaCl в нем 5 %; б) массой 200 г с массовой долей NaCl в нем 8 %; в) массой 250 г с массовой долей NaCl в нем 1 %. Вычисли объем воды. Растворы (а) и (б) применяют для засолки овощей, а раствор (в) — как физиологический раствор в медицине.
5. Определи массу раствора, который можно приготовить из 500 г вещества, если его массовая доля в растворе: а) 10 %; б) 5 %; в) 20%; г) 0,5 %.
6. Рассчитай массу и объем воды, необходимой для приготовления: а) 8-процентного раствора из 6 г соли; б) 5-процентного раствора из 200 г соли; в) 10-процентного раствора из 50 г соли. Вычисли массу каждого раствора.
- *7. Определи массу соли, которую нужно добавить к 12 кг 2-процентного раствора, чтобы получить 5-процентный раствор.
- *8. Вычисли массу и объем воды, которую надо добавить к 8 кг 6-процентного раствора, чтобы получить 5-процентный раствор.
9. Раствор массой 1200 г с массовой долей соли 8 % упаривали до тех пор, пока осталось: а) 1000 г раствора; б) 900 г раствора; в) 800 г раствора. Рассчитай массовую долю соли в упаренных растворах.
10. К 20-процентному раствору гидроксида калия массой 250 г добавили: а) 200 г воды; б) 500 г воды; в) 1 л воды; г) 350 мл воды. Вычисли массовую долю KOH в разбавленных растворах.
11. Раствором хлорида цинка с массовой долей $ZnCl_2$ 30 % обрабатывают деревья для предотвращения гниения. Выполни задания: а) напиши уравнение реакции получения хлорида цинка из цинка и соляной кислоты; б) вычисли массу цинка, необходимую для получения раствора хлорида цинка массой 500 г; в) вычисли массу раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 20 %, необходимую для этой реакции.



Работа в группе

По таблице составьте и решите задачи:

Номер задачи	Масса раствора (г)	Масса раствор. вещества (г)	Масса воды в растворе (г) и ее объем (мл)	Массовая доля раст. вещ-ва в растворе (%)
1	200	40	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	ω
2	500	100	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	ω
3	25	4	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	ω
4	$m(p-ра)$	40	160	ω
5	$m(p-ра)$	30	270	ω
6	$m(p-ра)$	15	485	ω
7	400	$m(p. в-ва)$	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	20
8	500	$m(p. в-ва)$	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	15
9	200	$m(p. в-ва)$	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	5
10	$m(p-ра)$	500	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	10
11	$m(p-ра)$	300	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	20
12	$m(p-ра)$	400	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	25
13	$m(p-ра)$	$m(p. в-ва)$	450	10
14	$m(p-ра)$	$m(p. в-ва)$	400	20
15	$m(p-ра)$	$m(p. в-ва)$	1200	25



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Приготовление раствора соли с определенной массовой долей ее в растворе

Вспомните и соблюдайте Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (стр. 5).

Оборудование и реактивы:

- мерный цилиндр на 25 мл
- металлический штатив с кольцом
- химический стакан на 150-200 мл
- весы, разновесы
- стеклянная палочка с резиновым наконечником
- стеклянная трубка
- бумага, ножницы
- поваренная соль
- колба с водой
- пластинка

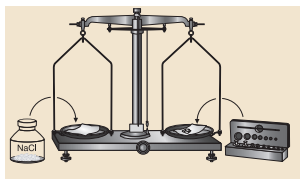


Рис. 5.16. Взвешивание

Задание: Приготовить 80 г раствора поваренной соли с массовой долей хлорида натрия в нем 2 % (0,02).

Выполнение работы:

1. Вычислите массу соли, массу и объем воды.
2. Изготовьте из бумаги так называемую «лодочку» для взвешивания соли. Для этого возьмите прямоугольный листок бумаги по размерам, близким к чашке весов. Загните по краям примерно по 1 см, а уголки сожмите по диагонали получающихся квадратиков.

Положите бумагу на весы и уравновесьте весы кусочками бумаги. Можно сделать две одинаковые лодочки и положить их на обе чашки весов. Тогда легче будет уравновесить весы.

На правую чашку весов положите разновесы, а на левую насыщенную в бумажную лодочку соль. Отвесьте рассчитанную массу соли. Это называется взять навеску соли (рис. 5.16).

Пересыпьте соль в стакан.

3. С помощью мерного цилиндра на 25 мл отмерьте рассчитанный объем воды. Подумайте, сколько раз вам придется отмеривать по 25 мл и меньше (не достигающий объем до требуемого). Уровень жидкости в цилиндре должен находиться на уровне глаз. Измерение проводится по нижнему мениску. Для этого закрепите в штативе металлическое кольцо, положите на него пластинку, поставьте на нее цилиндр и проводите измерения, как указано на рис. 5.17. Доводить уровень воды точно до нужного деления можно с помощью пипетки или стеклянной трубки. Влейте воду в стакан с солью.

4. Перемешайте содержимое стакана с помощью стеклянной палочки с резиновым наконечником до полного растворения соли.

5. Оформите в тетради этикетку для полученного раствора по образцу:

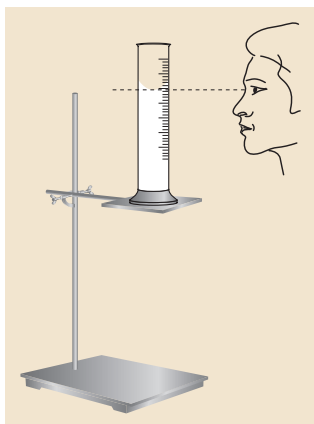
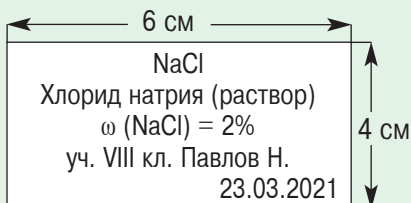


Рис. 5.17. Измерение объема жидкости по нижнему мениску

6. Проверьте объем полученного раствора.
7. Сдайте раствор лаборанту или учителю.
8. Запишите ход работы, сделайте рисунки, сформулируйте выводы по работе.
9. Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

5.5. Питьевая вода

Каждый человек знает, что можно пить только чистую воду. Следует различать два понятия: «химически чистая вода» и просто «чистая вода». Химически чистая вода должна содержать только молекулы H_2O . Чистая вода в бытовом смысле — это вода, которую применяют в быту. Такую воду называют *питьевой водой*. Питьевую воду люди берут из природных источников: рек, озер, родников, колодцев. Очень важно знать, при каких условиях вода может считаться чистой, пригодной для питья. Для этого надо изучить состав природной воды, узнать, какими могут быть ее загрязнители и методы очистки.

Природная вода — это раствор многих неорганических и органических веществ в собственно воде (H_2O).

Неорганические вещества — это газы из воздуха: кислород, азот, углекислый газ; соли, в основном хлориды и сульфаты натрия, калия, магния, кальция, железа (II), железа (III), а также гидрокарбонаты кальция и магния.

Природная вода содержит ионы, образованные такими солями как:

<i>Хлориды</i>	<i>Сульфаты</i>
NaCl	Na_2SO_4
KCl	K_2SO_4
CaCl_2	CaSO_4
MgCl_2	MgSO_4
FeCl_2	FeSO_4
FeCl_3	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
<i>Гидрокарбонаты</i>	
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$

Например, по данным ученых, состав воды в реке Днестр в районе Вадул-луй-Водэ примерно такой, как показано в таблице 5.2.

Что должна содержать питьевая вода и чего в ней не должно быть?

Отвечая на этот вопрос, мы выясним, каким должно быть качество воды.

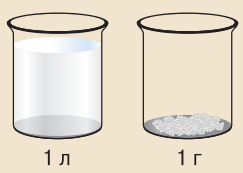
Таблица 5.2. Содержание ионов в воде реки Днестр (мг/л)

Ионы	K^+	Na^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	SO_4^{2-}	Cl^-	HCO_3^-
Содержание ионов мг/л (1 мг = 0,001 г)	9–11	33–58	54–70	12–17	76–108	60–68	168–220

В соответствии с Государственным стандартом, **1 литр питьевой воды может содержать не более 1 г солей (1000 мг)**, включая:

500 мг сульфатов	0,3 мг ионов железа
350 мг хлоридов	0,1 мг ионов марганца
45 мг нитратов	1,0 мг ионов меди

Суммарное содержание всех солей в воде называется минерализацией.



Нормальная питьевая вода.

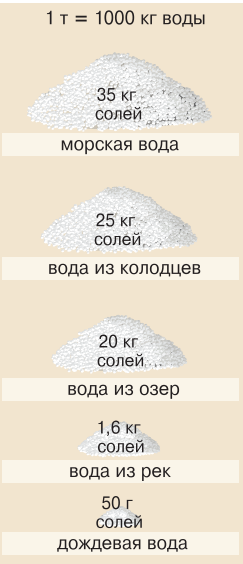


Рис. 5.18. Содержание растворенных веществ в 1 тонне (1000 кг) воды разных видов

В особых случаях, когда нет другой воды, санитарные службы имеют право временно разрешить в качестве питьевой употреблять воду с содержанием солей до 1500 мг в одном литре. Следует знать, что вода только 50 % колодцев в Молдове соответствует нормам. В большинстве случаев минерализация колодезной воды больше 1,5 г на литр.

Ионы Fe^{2+} , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} необходимы для здоровья человека. До 10 % потребности в них удовлетворяется за счет солей, растворенных в питьевой воде. Значит, эти ионы должны быть в питьевой воде.

Питьевая вода должна быть слабокислой, нейтральной или слабощелочной.

Помимо ионов металлов и кислотных остатков, питьевая вода также может содержать ионы водорода (H^+) и гидроксид-ионы (OH^-). Нейтральная вода содержит равное количество ионов H^+ и OH^- , слабокислая вода содержит небольшой избыток ионов H^+ , а слабощелочная — небольшой избыток ионов OH^- .

Содержание ионов в питьевой воде может меняться по разным причинам: уменьшаться за счет ливней и снегов, увеличиваться при засухе и при неконтролируемых сбросах в реки и озера отходов промышленности, сельского хозяйства и других видов хозяйственной деятельности.

Питьевая вода должна быть абсолютно безвредной для здоровья человека и животных, не обладать запахом, быть приятной на вкус и пригодной для всех хозяйственно-бытовых нужд.

Вкус и запах питьевой воды также определяются растворенными в ней веществами. Это хорошо видно из *таблицы 5.3*.

Неприятный вкус и запах придает воде присутствие сероводорода H_2S , нефтепродуктов, соединений тяжелых металлов, продуктов разложения останков животных и растительных организмов.

Растворенный в воде кислород обеспечивает выживание рыб и других водных организмов.

Таблица 5.3. Концентрации отдельных солей, вызывающие вкусовые ощущения

Соль	Концентрация солей (мг/л)	
	вкус еле ощутимый, неопределенный	вкус воспринимаемый, неприятный
NaCl	150	500 (солёный)
KCl	350	700 (горький)
CaSO ₄	70	150 (вяжущий)
MgCl ₂	100	400 (горький)
MgSO ₄	200	500 (горький)
FeSO ₄	1,5	5,0 (железистый)
FeCl ₂	0,3	0,5 (болотный)

5.6. Загрязнение воды

Наиболее распространены кислотные, биологические загрязнители, а также ионы тяжелых металлов.

Кислотное загрязнение. Дождевая вода имеет слабокислые свойства из-за растворенного в ней углекислого газа CO₂:



Для живых организмов такая среда благоприятна. Однако в результате хозяйственной деятельности человека в воду могут попасть серная, азотная, фосфорная и другие кислоты. Это очень опасно для человека, животных и растений. Рыбы, например, могут существовать только в слабокислой, нейтральной и слабощелочной среде.

Загрязнение ионами тяжелых металлов. Из тяжелых металлов наиболее вредны ионы Pb²⁺, Hg²⁺, Cd²⁺, которые связываются белками в организме человека и нарушают его функции. Это приводит к повреждению нервной системы, почек, печени, слабоумию.

Ионы тяжелых металлов попадают в воду в результате деятельности металлургических комбинатов. Вещества проникают в реки и озера со сточными водами из почвы и другими путями (рис. 5.19).

Ионы других металлов, например железа, вымываются водой из железных труб: полярные молекулы воды как бы вырывают ионы железа Fe²⁺ с поверхности металла.

Биологическое загрязнение. В воду рек и озер попадают отходы жизнедеятельности животных и человека. Это смывы с животноводческих ферм, сточные воды из канализации, ливневые смывы (рис. 5.20). Так в воде оказываются различные вредные органические вещества и болезнетворные бактерии. При этом в воде увеличивается содержание аммиака NH₃ и нитритов — солей азотистой кислоты HNO₂.

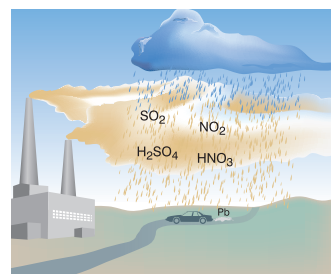


Рис. 5.19. Загрязнение атмосферы кислотами и тяжелыми металлами

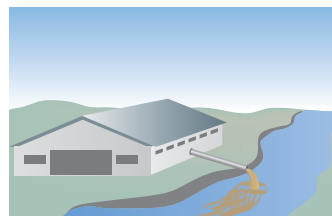


Рис. 5.20. Биологическое загрязнения



Рис. 5.21. Ученики-волонтеры очищают русло реки

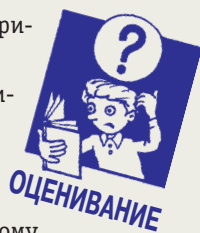
Таким образом, в состав природной воды входят необходимые живым организмам кислород, ионы Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , SO_4^{2-} , Cl^- , HCO_3^- и различные загрязнители: кислоты, ионы тяжелых металлов, сероводород, фториды, нитраты, продукты распада живых организмов, а также нефть и нефтепродукты.

Все эти загрязнители встречаются и в водах нашей республики. В колодцах много фторидов природного происхождения и нитратов — продуктов безответственной деятельности человека.

В нашей республике постоянно организуют научные экспедиции, которые изучают степень загрязнения воды в различных источниках и влияние этих загрязнений на здоровье человека. В ходе этих экспедиций было выявлено, что в некоторых селах имеется значительное превышение допустимой нормы по содержанию загрязняющих веществ в воде. Там, где питьевая вода загрязнена, повышается и уровень заболеваемости населения. Вот почему так важно, чтобы каждый гражданин, каждый учащийся по-хозяйски заботились о колодцах, источниках, реках, озерах и не допускали их загрязнения.

1. Объясни смысл выражений: чистая вода, химически чистая вода, загрязненная вода, природная вода. Предложи в каждом случае области применения.
2. Перечисли типы воды в зависимости от происхождения.
3. Какие вещества и в каком виде (молекулы, ионы) присутствуют в природной воде?
4. Какие вещества придают воде: а) соленый и горький вкус; б) неприятный запах?
5. Ионы каких металлов: а) нужны человеку; б) опасны для человека?
6. В Древнем Риме водопроводные трубы были сделаны из свинца. Считается, что жители Рима подвергались постоянному свинцовому отравлению. Объясни это явление.
7. Что называется минерализацией воды? Приведи конкретные примеры.
8. Чем опасны загрязнители: а) кислотные; б) биологические; в) ионы тяжелых металлов; г) нефть и нефтепродукты?
9. Какие выражения характеризуют питьевую воду хорошего качества:

а) в воде присутствует растворенный кислород в больших количествах;	д) в воде присутствуют ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- ;
б) минерализация выше 1 г на 1 литр;	е) вода обладает запахом сероводорода;
в) в воде присутствуют ионы свинца Pb^{2+} ;	ж) вода горькая на вкус.
г) вода содержит аммиак;	
10. Вычисли количество вещества каждой соли в воде, если в одном литре воды содержится: а) 0,3 г CaSO_4 и 0,25 г CaCl_2 ; б) 0,2 г MgSO_4 и 0,1 г MgCl_2 .
11. Вычисли массу карбоната натрия и объем воды, необходимых для приготовления 200 г раствора с массовой долей Na_2CO_3 в нем: а) 3 %; б) 5 %; в) 2 %.
- *12. Растворимость сульфата магния MgSO_4 при 20 °C равна 35 г на 100 г воды. Вычисли массовую долю сульфата магния в этом растворе. Какой вкус будет у такого раствора?



Очистка воды

Отделение крупных
примесей

↓ Cl_2

Предварительная
дезинфекция

↓ Al^{3+}
↓ $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Устранение муты

↓

Отстаивание

↓

Фильтрация через
песок

↓

Повторная
дезинфекция



Рис. 5.24. Аппараты
для фильтрации воды

Хлорноватистая кислота разлагается на HCl и атомарный кислород — очень сильный окислитель. Он убивает бактерии в воде.

Гипохлорит натрия NaClO растворяется в воде и, реагируя с ней, также образует хлорноватистую кислоту, которая дает атомарный кислород.

III стадия. Устранение муты. Для этого в воду добавляют квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ и гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

В результате образуется студенистый осадок гидроксида алюминия. Этот студень обволакивает мелкие частички муты и образует хлопья.

IV стадия. Отстаивание. Хлопья гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ вместе с частичками муты оседают на дно бассейна.

V стадия. Фильтрация через песок. Как и в природных условиях, на этой стадии в песке задерживаются все оставшиеся твердые частицы.

VI стадия. Повторная дезинфекция. При продвижении воды по водопроводу в нее могут попасть новые бактерии. Поэтому перед подачей потребителю воду дополнительно дезинфицируют.

Дополнительная обработка. Конечно, есть и другие, дополнительные способы очистки воды. *Аэрация* — удаление неприятных запахов продуванием воздуха. При этом улучшается вкус воды.

Фторирование. В некоторых регионах в воду добавляют вещества, содержащие фторид-ион F^- . Это необходимо для укрепления зубов и сосудов. Однако избыток фтора вреден для здоровья. В Молдове природные воды содержат достаточно фтора (иногда даже избыток!), поэтому у нас не проводят фторирование воды.

Озонирование. Вместо хлорирования можно пропустить через воду озон, который убьет все болезнетворные бактерии. Однако этот способ дорогостоящий и действует лишь в момент применения.

Использование активированного угля. Бытовые фильтры в нашей стране в основном работают на активированном угле (рис. 5.24). Активированный уголь — это уголь, приготовленный особым образом. Он пронизан множеством мельчайших пор, благодаря которым сильно увеличивается поверхность соприкосновения такого угля с жидкостью. Если пропустить природную воду через угольный фильтр, то ионы тяжелых металлов, многие вредные органические вещества как бы прилипают к поверхности угля. Такое поглощение поверхностью называется *адсорбцией*.

1. Опиши, как происходит очистка воды в природе.
2. Какая вода веками была ее чистойей природной формой?
3. Вычисли массу гидроксида алюминия, который образуется при взаимодействии сульфата алюминия с гашеной известью ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) массой 7,4 г.
5. При растворении соли в 200 мл воды был получен раствор с массовой долей соли 20 %. К этому раствору добавили еще 150 мл воды. Какова массовая доля соли в полученном растворе?



Работа в группе

1. Вы знакомы с составом воздуха крупных городов? Как вы думаете, можно ли в современном городе считать дождевую и снеговую воду ее чистойей формой? Поясните свой ответ химическими реакциями.
2. Как можно очистить воду из природного источника в домашних условиях. Предложите схему очистки. Опишите каждую стадию.
3. Как очищают воду для городского водопровода на водоочистительных станциях (станциях водоподготовки)?



Проведите исследование:

- а) что загрязняет воду в вашем городе или селе?
- б) как очищают воду в вашем населенном пункте?

5.8. Жизненно важная роль и значение растворов в повседневной жизни

Как мы уже знаем, растворы — это однородные системы, состоящие из двух или более веществ. Растворы являются неотъемлемой частью жизни человека и всех живых организмов. В повседневной жизни мы встречаемся с различными растворами, без которых не можем представить наше существование. Рассмотрим подробнее некоторые растворы, которые необходимы как человеку, так и растениям.

Растворы могут находиться во всех трех агрегатных состояниях: жидком, газообразном и твердом. Конечно же, газообразным раствором является воздух — неотъемлемая часть нашей жизни.

К твердым растворам относятся сплавы металлов, которые мы будем изучать позже.

Все же наибольшее значение имеют жидкие растворы, где основным растворителем является вода. Примером жидких растворов являются *минеральные воды*, которые фактически являются природными водами с высоким содержанием солей и обладающие лечебными свойствами. Это родниковые воды, которые содержат углекислый газ, гидрокарбонаты натрия, кальция, магния.

Перекись водорода — это дезинфицирующий раствор, состоящий из 97 частей воды и 3 частей пероксида водорода; часто используется в медицине и иногда для отбеливания тканей.

Раствор гидрокарбоната натрия применяют для снижения кислотности желудочного сока. При укусах насекомых можно использовать в качестве лосьона смесь из раствора гидрокарбоната натрия и карбоната цинка.

В качестве физиологического раствора в медицине применяют *раствор хлорида натрия* с массовой долей 0,83 %. Рассол, который используют для консервирования овощей домашние хозяйки — это также раствор NaCl.

Раствор гидроксида кальция применяют в строительстве (известь, строительный раствор), а также как дезинфектант, инсектицид и в производстве сахара.

Раствор гидроксида кальция с массовой долей 0,15 % входит в состав некоторых мазей, фармацевтических препаратов, этим раствором, обладающим вяжущим действием, делают полоскания или промывания.

Раствор этилового спирта используют не только для изготовления алкогольных напитков. Настойка йода с массовой долей 2 %, которую мы применяем для дезинфекции ран, обладает антисептическим и бактерицидным действием и является ничем иным, как раствором йода в этиловом спирте с добавлением небольшого количества йодида калия.

В сельском хозяйстве применяют различные жидкие растворы для защиты зеленых растений. Эти растворы называются *удобрениями*. Они содержат микроэлементы, растворенные в воде: 0,02 % бора, 0,004 % меди, 0,04 % железа, 0,02 % марганца, 0,02 % молибдена, 0,004 % цинка и другие элементы.

1. Приведи примеры растворов в трех агрегатных состояниях, которые встречаются в повседневной жизни.
2. Напиши эссе о роли растворов в быту.
3. Дополни следующие предложения:
 - а) Раствор — это _____.
 - б) Агрегатное состояние растворов бывает _____.
 - в) Три наиболее важных раствора, используемых дома — это _____.
 - г) Примером газообразного раствора является _____.



Проект: Вода — чудо жизни

Обоснование

Разработайте в группах проект по данной теме, в котором укажите значение следующих типов воды:

- минеральная вода
- дождевая вода
- родниковая вода
- водопроводная вода
- дистиллированная вода

Этапы исследования

В процессе разработки проекта следуйте плану: формулирование целей проекта, сбор данных, материалов, выполнение исследования, презентация продукта.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Постеры
- Коллажи
- Рефераты

Представление проекта

- Каждая команда самостоятельно определяет форму представления проекта, выбирает представителя, который представит проект классу.
- На выступление отводится 8–10 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность информации, включенной в проект
- Научное содержание проекта
- Выступление группы
- Соответствие выступления отведенному времени
- Используемые источники информации

Суммативное оценивание по единице обучения «Вода и растворы»

I. Физические свойства воды следующие:

- а) жидкость без цвета, вкуса, запаха;
- б) реагирует с отдельными оксидами металлов и неметаллов;
- в) кипит при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- г) реагирует с некоторыми металлами;
- д) замерзает при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.



II. С водой реагируют оксиды:

- а) HgO ;
- б) K_2O ;
- в) SiO_2 ;
- г) SO_3 .

III. Растворимость в воде газообразных веществ увеличивается при:

- а) увеличении давления;
- в) повышении температуры;
- б) уменьшении давления;
- г) понижении температуры.

IV. Укажи правильные (П) и неправильные (Н) утверждения:

- П. Н. — Молекулы воды — полярные молекулы.
- П. Н. — Питиевая вода имеет вкус, цвет, запах.
- П. Н. — Вода реагирует со щелочными металлами.
- П. Н. — Растворение веществ зависит от перемешивания.

V. Покажи метод получения одной из кислот с участием воды.

VI. Вычисли массу каустической соды NaOH , которую надо взять для приготовления раствора массой 400 г с массовой долей NaOH 10 %.

VII. Вычисли массовую долю Ca(OH)_2 в известковом молоке, если для его приготовления смешали 112 г негашеной извести CaO и 588 мл воды.

После изучения этой главы ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общения понятиями: химический продукт, едкие вещества, легковоспламеняющиеся вещества, ядовитые вещества, едкие вещества, окислители, антиоксиданты, ароматизаторы, этикетка, пиктограмма;
- решать задачи касательно выбора и безопасного использования химических продуктов, в повседневной жизни;
- разрабатывать и представлять творческий проект о свойствах и безопасном применении одного химического продукта.

Вещества, полученные из природных источников (воздуха, воды, почвы), являются природными соединениями, а те, которые получены в результате химических превращений, являются синтетическими соединениями. Одно и то же вещество может считаться и природным и синтетическим? Аргументируй.

Химические продукты и качество жизни

6.1. Химические продукты и их влияние на качество жизни

Современная химия является фундаментальной системой знаний, основанных на богатом экспериментальном материале и определенных теоретических принципах. Химия занимает центральное место среди наук о природе и обладает большим творческим потенциалом. Часть многочисленных неорганических и органических веществ (кислород, вода, белки, жиры, углеводы, нефть, золото) нам дана природой в готовом виде, другая часть (например, асфальт или синтетические волокна) была получена человеком с помощью небольшой модификации природных веществ. Очевидно, что большую часть составляют вещества, синтезированные человеком. Химия уникальна тем, что не только изучает природные вещества, но и предлагает и развивает новые темы исследований, способствуя их практической реализации.

В повседневной жизни мы постоянно используем химические продукты, такие как соль, сахар, пищевая сода, уксус и др.

Химический продукт — это материал или вещество, полученное из природных источников или в лаборатории.

Химические продукты очень важны для повышения качества жизни каждого человека. В то же время мы должны помнить, что некоторые из них могут нанести вред окружающей среде, здоровью человека, живым организмам. В таком случае эти химические продукты становятся токсичными загрязнителями, которые попадают в ткани, кровь или грудное молоко. Мы используем в быту разнообразные химические продукты: средства для чистки газовой плиты, для удаления образующихся на наших ваннах известковых пятен, для отбеливания тканей, для стирки белья и мытья посуды. Но мы всегда должны задаваться вопросом: насколько эти химические продукты опасны для здоровья и окружающей среды.

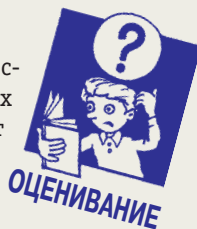
Для того чтобы предотвратить загрязнение окружающей среды химическими продуктами и избежать негативного влияния на людей, Европейский союз разработал Регламент о регистрации, оценке, разрешении и ограничении использования химических веществ (REACH), который вступил в силу в 2007 году. Любое предприятие, производящее химические вещества, классифицируется в зависимости от типа и степени опасности, которые оно представляет для здоровья людей и безопасности окружающей среды. Важной целью

промышленных предприятий является замена веществ, которые представляют особые причины для беспокойства, химически безопасными веществами или технологиями. Власти должны быть ответственны за вмешательство в ситуации, когда химическое вещество представляет серьезный риск для здоровья или окружающей среды, и ограничивать или даже запрещать применение этого вещества.



*Ограничение —
мера, которая
ограничивает право.*

1. Что такое химическое вещество и что такое химический продукт?
2. Используя интернет, изучи основные положения Регламента о регистрации, оценке, разрешении и ограничении использования химических веществ (REACH) и определи основные опасности, которые несут некоторые химические вещества.
3. Перечисли 5 химических продуктов, которые ты используешь в домашних условиях, и которые имеют первостепенное значение с твоей точки зрения.



Работа в группе



Любой материал, любой продукт, а также все, что входит в состав окружающей среды, содержится в телах живой и неживой природы, все это представляет собой ряд химических веществ из всех классов неорганических и органических соединений. Таким образом, можно сказать, что мы состоим из химических веществ. И воздух, и почва, деревья, вода, птицы, животные, насекомые и многое другое — все это совокупность химических веществ. Они, однако, не квалифицированы как химические вещества или химические продукты.

Только материалы или продукты, используемые нами в полной мере с одной определенной целью, называются химическими продуктами (в просторечии они называются химикатами).

В этом контексте возникает вопрос: правильна ли фраза «химия или химикаты отравляют»? (А)

Вспомним некоторые химические продукты, например: негашеную известь, сталь, стекло, удобрения, лекарственные препараты, волокна, полимеры и т. д.

Какое влияние они оказывают на наше здоровье?

Любое вещество, когда мы его используем, может иметь как положительные, так и отрицательные эффекты. Все зависит от нашей компетентности в его использовании. Например, стиральный порошок необходим в домашнем хозяйстве, но нужно соблюдать правила его использования. Важно, чтобы мы не перестарались. (Б)

1. Подумайте над вышеизложенным и ответьте на вопрос А.
2. Перечислите три химических продукта, используемых в классе/лаборатории, где вы находитесь.
3. Объясните значение выражения Б. Приведите примеры.

6.2. Химические продукты в быту

Как упоминалось выше, средства бытовой химии очень разнообразны. Химические продукты могут быть безопасными, но также могут наносить вред. Рассмотрим некоторые доступные химические продукты и разберемся, какое влияние они оказывают на организм человека и окружающую среду.



Значение продуктов гигиены невероятно возросло в начале 2020 года, когда над населением всего земного шара нависла угроза пандемии нового коронавируса. Одно из обязательных условий защиты от этого вируса, разрушающего здоровье и угрожающего жизни людей, – тщательное мытье с мылом рук и всего тела.



Химические продукты в быту. Бытовые химикаты приходят на помощь человеку, улучшая качество его жизни. К основным продуктам бытовой химии относятся мыло, моющие и чистящие средства.

Мыло и синтетические моющие средства содержат натриевые или калиевые соли органических кислот, которые вы будете изучать в лицейских классах. Моющие средства намного лучше отстирывают белье, чем мыло. Но ежедневное использование больших количеств моющих средств в промышленности и в быту наносит ущерб окружающей среде. Сточные воды, образующиеся в результате деятельности человека, связанной с использованием моющих средств, попадают в реки, водохранилища, загрязняя воду и почву. Моющие средства содержат и другие вещества, в том числе ароматизаторы и отбеливатели, которые в больших количествах пагубно действуют на органы дыхания человека и животных, что приводит к появлению хронических заболеваний, лечить которые достаточно сложно.

Химические продукты для личной гигиены. Знание химии помогает нам правильно использовать средства гигиены и косметики. Самый простой способ очистить кожу и волосы – это вымыть их с мылом или современными косметическими продуктами — шампунем и гелем для душа. Главная характеристика любого моющего средства — это его щелочность. Чем выше щелочность мыла или шампуня, тем лучше они очищают кожу от жира, но в то же время щелочные растворы сушат кожу и разрушают волосы. Вот почему цель химиков и косметологов состоит в том, чтобы решить проблему комплексно — получить продукты для эффективной очистки, но в то же время избежать разрушения структуры кожи и волос. Для правильного использования средств гигиены (шампуней, моющих средств, бальзамов для волос) нам нужно учитывать значение pH. Физиологи определили, что на поверхности кожи благодаря содержащимся водорастворимым веществам pH примерно 5,5. Действие моющих средств, сильно щелочных, изменяет нормальное значение pH кожи. Вот почему мы должны следить, чтобы на этикетках шампуней и других косметических продуктов было указано значение pH (около 5,5).

Основными компонентами производимых сегодня зубных паст являются антисептические препараты, соли, содержащие фтор, кальций. Некоторые пасты также содержат абразивные вещества (фосфат кальция) или анестетики.

Дети, у которых молочные зубы, взрослые люди с различными заболеваниями зубов используют пасты в виде геля. Для того чтобы зубная паста была более пенистой и сохраняла влажность, в ее состав вводят органические вещества, которые называются *многоатомными спиртами* – сорбитол, глицерин, полиэтиленгликоль. Для профилактики кариеса в

состав зубных паст вводят фториды натрия и кальция, монофторфосфат натрия $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$.

Итак, мы рассмотрели химические продукты, которые играют важную роль в жизни человека, но которые также могут нанести вред человеку и окружающей среде. При покупке химического продукта необходимо внимательно прочитать инструкцию, чтобы безопасно его использовать и хранить. Этикетки также содержат информацию о мерах при несчастном случае и пиктограммы.

Пиктограмма представляет собой символ, рисунок или ряд символических рисунков, подсказок, с помощью которых изображаются объекты, действия, методы, места и идеи в определенных системах письма.

На этикетках пиктограммы химических продуктов сопровождаются знаками опасности и мерами предосторожности, а также информацией о производителе и поставщике.

1. Перечисли наиболее важные химические вещества или продукты (содержащие их), которые ты используешь дома, наблюдаешь в природе.
2. Установи формулы некоторых солей, используемых в домашних условиях или на предприятии в вашем населенном пункте.
3. Прочти этикетку пищевой соды.
 - а) Тщательно изучи информацию на этикетке. Определи формулу соли и ее состав.
 - *б) Напиши уравнения двух химических реакций, которые иллюстрируют свойства этой соли.
4. Изучи этикетку на чистящем средстве, которым пользуешься ты и твои домочадцы. Напиши три требования, которые нужно учитывать при его использовании.



6.3.

Пиктограммы и химические продукты

На странице 5 данного учебника приведены правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, которые сопровождаются соответствующими пиктограммами. Для химических продуктов за пределами лаборатории также предусмотрены определенные пиктограммы.

Как уже говорилось в предыдущем параграфе, на каждой этикетке химического продукта есть специальные пиктограммы, сопровождаемые сигнальными словами (опасно, осторожно), характеристиками опасности, мерами предосторожности.

Пиктограммы опасности указывают, какой вред может нанести продукт здоровью или окружающей среде. Например, чистящие средства для унитаза могут содержать едкие вещества, которые вызывают ожоги кожи и повреждение глаз.

Рассмотрим несколько пиктограмм и прочитаем сопутствующую информацию, которая нам понадобится на протяжении всей нашей жизни.



1. Всякий раз, когда используется химический продукт, на этикетке которого есть эта пиктограмма, мы должны знать, что этот продукт является едким и может вызвать коррозию металлов, сильные ожоги кожи и повреждения глаз.



2. Эта пиктограмма предупреждает нас о том, что химический продукт:
 - проявляет острую токсичность (вредно при попадании внутрь);
 - вызывает сенсибилизацию (аллергическую реакцию) кожи, раздражение кожи или раздражение глаз;
 - вызывает раздражение дыхательных путей;
 - вызывает сонливость или головокружение;
 - представляет опасность для озонового слоя.

Чистящие средства с такой пиктограммой необходимо использовать строго в соответствии с инструкцией. Хранить их следует в местах, недоступных для детей. Необходимо помнить, что нельзя смешивать различные чистящие средства и нельзя их переливать в другие емкости.

3. В повседневной деятельности мы используем различные химические продукты, например: аэрозоли для освежения воздуха, средства для чистки мебели, спреи для волос и т. д. Пиктограмма на этих продуктах показывает, что они легко-воспламеняющиеся, потому что содержат:



- вещества или смеси, которые самовоспламеняются;
- пиропорные жидкие и твердые вещества, которые могут воспламениться при контакте с воздухом;
- вещества и смеси, которые при контакте с водой выделяют воспламеняющиеся газы;
- вещества, которые могут вызвать возгорание и взрыв при нагревании.

4. На этикетке химического продукта, используемого для чистки ванн или для удаления плесени, вы найдете знак опасности, указывающий на острую токсичность (яд).



Мы должны знать, что используем химический продукт с *высокой токсичностью*, который при контакте с кожей, в случае вдыхания или при глотании может привести к смерти.



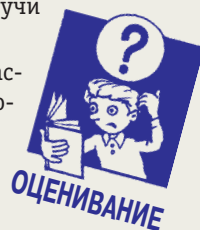
5. Мы также должны знать, какие другие вещества являются вредными для человека и окружающей среды.

6. Эта пиктограмма предупреждает, что определенное вещество *опасно* для окружающей среды и токсично для водной флоры и фауны.



В заключение можно сказать, что изучение информации на этикетках химических продуктов, а также знание пиктограмм очень важно для каждого из нас, чтобы мы могли защитить наше здоровье и окружающую среду.

1. Составь список химических продуктов, которые есть у тебя дома, изучи пиктограммы на них и напиши значение этих пиктограмм.
2. Используя официальную страницу Европейского агентства по безопасности и гигиене труда на производстве, найди еще 5 пиктограмм, которые должны знать граждане.
3. Современные дома обогреваются природным газом (метан, этан, пропан, бутан). Какие пиктограммы используются для этих газов, чтобы обеспечить безопасность?
4. В период зимних праздников некоторые безответственные и некомпетентные люди используют петарды и фейерверки в запрещенных местах. Как ты думаешь, какие пиктограммы должны быть указаны на этикетках этих продуктов?



6.4. Безопасное применение химических продуктов

Применение химических веществ может принести пользу людям, если их использовать в меру, учитывая их влияние на живые организмы и окружающую среду. В то же время, необходимо, чтобы люди знали, как правильно дозировать продукт и как можно заменить одни химические вещества на другие.

Давайте вместе попытаемся установить некоторые правила безопасного использования химических продуктов в домашних условиях. В первую очередь необходимо приобретать те продукты бытовой химии, которые имеют сертификат качества. После покупки их нужно хранить отдельно от продуктов питания и фармацевтических препаратов. Все химические продукты должны храниться в упаковке производителя.

Информацию на этикетках химических продуктов нужно тщательно изучить, уделяя особое внимание пиктограммам. Именно пиктограммы предупреждают нас о необходимости избегать контакта с кожей, глазами и вдыхании паров химических продуктов. В случаях отравления химическими продуктами следует немедленно обратиться к врачу.

Чтобы вести здоровый образ жизни и иметь чистую окружающую среду, более выгодно использовать альтернативные химические вещества, которые мы можем найти вокруг.

Уксус — очень хорошее альтернативное решение для очистки поверхностей в доме: раковины, кафеля, кухонного комбайна или столешницы. Это еще и противогрибковое сред-

Правила безопасного применения химического продукта:

1. Выбери наименее вредный химический продукт.
2. Прочитай текст на этикетке и следуй инструкциям по применению, хранению и утилизации.
3. Используй химические продукты в умеренных количествах. Не покупай больше, чем необходимо.
4. Используй альтернативные менее токсичные продукты.

ство. Моющее средство для посуды может быть заменено смесью *пищевой соды*, буры, соли и лимонной кислоты, к которой добавляются ароматические масла.

В качестве дезинфицирующего средства для ванной можно использовать *спирт* (этиловый спирт), он недорогой и его можно найти в аптеках. В приведенной ниже таблице показано альтернативное применение некоторых химических веществ.

Альтернативные природные вещества	Их применение (вместо химических продуктов)
1. Пищевая сода и вода	чистящие средства на основе аммиака
	чистящие средства для унитаза/ванны
2. Одна часть лимонного сока на две части оливкового масла	вещества для полировки паркета, мебели
3. Сухой кукурузный крахмал	вещества для чистки ковров
4. 1/2 стакана уксуса, пищевая сода	отбеливатель для белья
5. Сок половины лимона и бура	абразивные чистящие средства

В заключение можно отметить, что сохранение окружающей среды, свободной от неблагоприятных последствий токсичных химических веществ, должно основываться на понимании того, как эти вещества циркулируют в окружающей среде. Необходимо контролировать и останавливать, насколько это возможно, попадание токсичных химических веществ в окружающую среду. Обучение безопасному использованию химических веществ должно основываться на доступности информации о них и соблюдении правил их использования.

1. Составь список природных веществ, которые можно использовать вместо химических средств для чистки газовой плиты.
2. Найди информацию о рецепте дезинфицирующего средства для рук в период пандемии коронавируса.
3. Предложи способ защиты окружающей среды от вредного воздействия моющих средств.
4. Перечисли не менее 5 вариантов применения пищевой соды в повседневной жизни.
5. Определи не менее 3 областей применения уксуса в домашних условиях.



Проект: Реклама химического продукта

Обоснование

Химические вещества являются неоспоримой частью нашей жизни, и от них зависит качество жизни каждого из нас и общества в целом.

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните вместе проект по теме «Реклама химического продукта». Внимательно ознакомьтесь с основными этапами в работе над проектом.

Основные этапы исследования

- Выберите один продукт бытовой химии.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1. Относительные молекулярные массы

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	98	—	241	90	78	107
NO ₃ ⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	188	325	331	180	213	242
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	127	133,5	162,5
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	96	233	239	88	150	—
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	—	—	287	136	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	160	297	303	152	342	400
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	—	—	267	116	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	—	154	122	292	213	116	100	141	—	—	283	132	—	—
PO ₄ ³⁻	98	—	212	164	419	601	310	262	385	382	793	811	358	122	151
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	182	319	325	174	204	233

Таблица 2. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻		Р ↑	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S ²⁻	Р ↑	Р	Р	Р	Н	М	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO ₃ ²⁻	Р ↑	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	—	—	Н	М	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	—	М	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р ↑	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	—	Н	Н	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	—	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—

Р — растворимо (больше 1 г на 100 г воды); М — малорастворимо (от 1 г до 0,01 г в 100 г воды); Н — практически нерастворимо (меньше 0,01 г в 100 г воды); ↑ — разлагается с выделением газа, само является газом.

Таблица 3. Названия и формулы некоторых оксидов и гидроксидов металлов

Оксиды металлов		Гидроксиды металлов	
Название	Формула	Формула	Название
<i>Основные оксиды</i>		<i>Растворимые основания — щелочи</i>	
Оксид лития	Li ₂ O	LiOH	Гидроксид лития
Оксид натрия	Na ₂ O	NaOH	Гидроксид натрия
Оксид калия	K ₂ O	KOH	Гидроксид калия
Оксид кальция	CaO	Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция
Оксид бария	BaO	Ba(OH) ₂	Гидроксид бария
		<i>Нерастворимые основания</i>	
Оксид железа (II)	FeO	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)
Оксид меди (II)	CuO	Cu(OH) ₂	Гидроксид меди (II)
<i>*Амфотерные оксиды</i>		<i>*Амфотерные основания</i>	
Оксид железа (III)	Fe ₂ O ₃	Fe(OH) ₃	Гидроксид железа (III)
Оксид цинка	ZnO	Zn(OH) ₂	Гидроксид цинка
Оксид алюминия	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	Гидроксид алюминия

Таблица 4. Названия и формулы некоторых кислотных оксидов, кислот и кислотных остатков

Кислотные оксиды		Кислоты		Кислотные остатки	
Название	Формула	Название	Формула	Формула	Название
<i>Кислородсодержащие кислоты</i>					
Оксид серы (IV)	SO ₂	Сернистая	H ₂ SO ₃	$\overset{\parallel}{\text{SO}}_3$	Сульфит
Оксид серы (VI)	SO ₃	Серная	H ₂ SO ₄	$\overset{\parallel}{\text{SO}}_4$	Сульфат
Оксид углерода (IV)	CO ₂	Угольная	H ₂ CO ₃	$\overset{\parallel}{\text{CO}}_3$	Карбонат
Оксид кремния (IV)	SiO ₂	Кремниевая	H ₂ SiO ₃	$\overset{\parallel}{\text{SiO}}_3$	Силикат
Оксид азота (V)	N ₂ O ₅	Азотная	HNO ₃	$\overset{ }{\text{NO}}_3$	Нитрат
Оксид фосфора (V)	P ₂ O ₅	Фосфорная	H ₃ PO ₄	$\overset{\parallel}{\text{PO}}_4$	Фосфат
<i>Бескислородные кислоты</i>					
Фтороводородная (плавиковая)	HF		$\overset{ }{\text{F}}$		Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl		$\overset{ }{\text{Cl}}$		Хлорид
Бромоводородная	HBr		$\overset{ }{\text{Br}}$		Бромид
Йодоводородная	HI		$\overset{ }{\text{I}}$		Йодид
Сероводородная	H ₂ S		$\overset{\parallel}{\text{S}}$		Сульфид

Периодическая система

периоды	группы										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			
I	1 H ВОДОРОД 1,008										
II	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012									
III	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312									
IV	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc 21 СКАНДИЙ 44,96	Ti 22 ТИТАН 47,88	V 23 ВАНАДИЙ 50,94	Cr 24 ХРОМ 52,00	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,94	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,85	Co 27 КОБАЛЬТ 58,93		
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y 39 ИТТРИЙ 88,91	Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb 41 НИОБИЙ 92,91	Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [98,91]	Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07	Rh 45 РОДИЙ 102,91		
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	La * 57 ЛАНТАН 138,91	Hf 72 ГАФНИЙ 178,49	Ta 73 ТАНТАЛ 180,95	W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,21	Os 76 ОСМИЙ 190,20	Ir 77 ИРИДИЙ 192,22		
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	Ac ** 89 АКТИНИЙ [227,03]	Rf 104 РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	Db 105 ДУБНИЙ [262,11]	Sg 106 СИБОРГИЙ [263,12]	Bh 107 БОРИЙ [264,12]	Hs 108 ХАССИЙ [267,13]	Mt 109 МЕЙТНЕРИЙ [268,14]		
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄			
Летучие водородные соединения											
*	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [144,91]	Sm 62 САМАРИЙ 150,36	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,93	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,93	Er 68 ЭРБИЙ 167,26
**	Th 90 ТОРИЙ 232,04	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	U 92 УРАН 238,03	Np 93 НЕПТУНИЙ [237,05]	Pu 94 ПЛУТОНИЙ [239,10]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243,06]	Cm 96 КЮРИЙ [247,07]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247,07]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251,08]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257,01]

Символы металлов обозначены черным цветом, неметаллов — красным цветом, амфотерных элементов — зеленым цветом.

химических элементов

ЭЛЕМЕНТОВ								
VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
							(H)	² He ГЕЛИЙ 4,003
			5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,999	9 F ФТОР 18,998	10 Ne НЕОН 20,183
			13 Al АЛЮМИНИЙ 26,982	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,974	16 S СЕРА 32,064	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948
Ni 28 НИКЕЛЬ 58,69	Cu 29 МЕДЬ 63,55	Zn 30 ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 As МЫШЬЯК 74,92	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,90	36 Kr КРИПТОН 83,80
Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,42	Ag 47 СЕРЕБРО 107,87	Cd 48 КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,75	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ЙОД 126,90	54 Xe КСЕНОН 131,29
Pt 78 ПЛАТИНА 195,09	Au 79 ЗОЛОТО 196,97	Hg 80 РТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,37	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ [208,98]	85 At АСТАТ [209,99]	86 Rn РАДОН [222,02]
Ds 110 ДАРМШТАДИЙ [281]	Rg 111 РЕНТГЕНИЙ [280]	Cn 112 КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [284]	114 Fl ФЛЕРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [288]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕССИН [294]	118 Og ОГАНЕССОН [294]
	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR	
Tm 69 ТУЛИЙ 168,93	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,97						
Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [258,10]	No 102 НОБЕЛИЙ [259,10]	Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ [261,11]						

Redactor traducere : *Larisa Nosacenco*
Corector : *Lora Mititelu*
Coperta și concepția grafică : *Mihai Bacinski*
Tehnoredactare : *Marian Motrescu*
Fotografii : *Iulian Sochircă*
Desene : *Vitalie Stelea, Vladimir Melnic*

Reproducerea integrală sau parțială a textului și a ilustrațiilor
din această carte este posibilă numai cu acordul prealabil scris
al deținătorilor de copyright.

© Galina Dragalina, Nadejda Velișco, Svetlana Kudrițcaia, Boris Pasecinic, 2020

© Editura ARC, 2020

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Химия: учебник для 8 класса / Галина Драгалина, Надежда Велишко, Светлана Кудрицкая, Борис Пасечник; перевод с румынского: Татьяна Литвинова; координатор редактор: Татьяна Литвинова; комиссия по оценке: Надежда Бозаджи [и др.]; Ministerul Educației, Culturii și Cercetării. – Кишинэу: Arc, 2020 (Combinatul Poligrafic). – 148 p.: des., tab.

Proprietate a Min. Educației, Culturii și Cercet. – 9600 ex.

ISBN 978-9975-0-0403-9.

54(075.3)

X-462

Editura ARC, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău ;
Tel. : (3732) 73-36-19, 73-53-29 ; fax : (3732) 73-36-23 ;
e-mail : info.edituraarc@gmail.com ; www.edituraarc.md

Imprimat la Combinatul Poligrafic
Chișinău, str. P. Movilă nr. 35
Com. nr. 20561

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

периоды	группы элементов										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	1 H водород 1,008						(H)		2 He гелий 4,003		
II	3 Li литий 6,939	4 Be бериллий 9,012	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,007	8 O кислород 15,999	9 F фтор 18,998		10 Ne неон 20,183		
III	11 Na натрий 22,990	12 Mg магний 24,312	13 Al алюминий 26,982	14 Si кремний 28,086	15 P фосфор 30,974	16 S сера 32,064	17 Cl хлор 35,453		18 Ar аргон 39,948		
IV	19 K калий 39,10	20 Ca кальций 40,08	21 Sc скандий 44,96	22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,94	24 Cr хром 52,00	25 Mn марганец 54,94	26 Fe железо 55,85	27 Ni никель 58,69	36 Kr криптон 83,80	
	29 Cu медь 63,55	30 Zn цинк 65,39		32 Ge германий 72,61	33 As мышьяк 74,92	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,90				
V	37 Rb рубидий 85,47	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,91	40 Zr цирконий 91,22	41 Nb ниобий 92,91	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций 98,91	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,91	54 Xe ксенон 131,29	
	47 Ag серебро 107,87	48 Cd кадмий 112,41		49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,71	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,60	53 I йод 126,90			
VI	55 Cs цезий 132,91	56 Ba барий 137,33	57 La* лантан 138,91	58 Ce церий 140,12	59 Pr прмтий 140,91	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий 144,91	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,96	86 Rn радон 222,02	
	79 Au золото 196,97	80 Hg ртуть 200,59		81 Tl таллий 204,38	82 Pb свинец 207,19	83 Bi висмут 208,98	84 Po полоний 209,99	85 At астат 210,99	86 Rn радон 222,02		
VII	87 Fr франций 223,02	88 Ra радий 226,03	89 Ac** актиний 227,03	90 Th торий 232,04	91 Pa протактиний 231,04	92 U уран 238,03	93 Np нептуний 237,05	94 Pu плутоний 244,06	95 Am амерций 243,06	118 Og оганессон 289,10	
	111 Rg рентгений 280,10	112 Cn коперниций 285,10	113 Nh нихоний 284,10	114 Fl флеровий 289,10	115 Mc московский 288,10	116 Lv ливнерморий 293,10	117 Ts теннессон 294,10				
Высшие оксиды	R ₂ O										
Летучие водородные соединения	RO										
	R ₂ O ₃										
	RO ₂										
	R ₂ O ₅										
	R ₂ O ₇										
	R ₂ O ₉										
	R ₂ O ₁₁										
	R ₂ O ₁₃										
	R ₂ O ₁₅										
	R ₂ O ₁₇										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₁₉										
	R ₂ O ₂₁										
	R ₂ O ₂₃										
	R ₂ O ₂₅										
	R ₂ O ₂₇										
	R ₂ O ₂₉										
	R ₂ O ₃₁										
	R ₂ O ₃₃										
	R ₂ O ₃₅										
	R ₂ O ₃₇										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₃₉										
	R ₂ O ₄₁										
	R ₂ O ₄₃										
	R ₂ O ₄₅										
	R ₂ O ₄₇										
	R ₂ O ₄₉										
	R ₂ O ₅₁										
	R ₂ O ₅₃										
	R ₂ O ₅₅										
	R ₂ O ₅₇										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₅₉										
	R ₂ O ₆₁										
	R ₂ O ₆₃										
	R ₂ O ₆₅										
	R ₂ O ₆₇										
	R ₂ O ₆₉										
	R ₂ O ₇₁										
	R ₂ O ₇₃										
	R ₂ O ₇₅										
	R ₂ O ₇₇										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₇₉										
	R ₂ O ₈₁										
	R ₂ O ₈₃										
	R ₂ O ₈₅										
	R ₂ O ₈₇										
	R ₂ O ₈₉										
	R ₂ O ₉₁										
	R ₂ O ₉₃										
	R ₂ O ₉₅										
	R ₂ O ₉₇										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₉₉										
	R ₂ O ₁₀₁										
	R ₂ O ₁₀₃										
	R ₂ O ₁₀₅										
	R ₂ O ₁₀₇										
	R ₂ O ₁₀₉										
	R ₂ O ₁₁₁										
	R ₂ O ₁₁₃										
	R ₂ O ₁₁₅										
	R ₂ O ₁₁₇										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₁₁₉										
	R ₂ O ₁₂₁										
	R ₂ O ₁₂₃										
	R ₂ O ₁₂₅										
	R ₂ O ₁₂₇										
	R ₂ O ₁₂₉										
	R ₂ O ₁₃₁										
	R ₂ O ₁₃₃										
	R ₂ O ₁₃₅										
	Летучие водородные соединения	R ₂ O ₁₃₇									
R ₂ O ₁₃₉											
R ₂ O ₁₄₁											
R ₂ O ₁₄₃											
R ₂ O ₁₄₅											
R ₂ O ₁₄₇											
R ₂ O ₁₄₉											
R ₂ O ₁₅₁											
R ₂ O ₁₅₃											
Летучие водородные соединения		R ₂ O ₁₅₅									
	R ₂ O ₁₅₇										
	R ₂ O ₁₅₉										
	R ₂ O ₁₆₁										
	R ₂ O ₁₆₃										
	R ₂ O ₁₆₅										
	R ₂ O ₁₆₇										
	R ₂ O ₁₆₉										
	R ₂ O ₁₇₁										
	Летучие водородные соединения	R ₂ O ₁₇₃									
R ₂ O ₁₇₅											
R ₂ O ₁₇₇											
R ₂ O ₁₇₉											
R ₂ O ₁₈₁											
R ₂ O ₁₈₃											
R ₂ O ₁₈₅											
R ₂ O ₁₈₇											
R ₂ O ₁₈₉											
R ₂ O ₁₉₁											
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₁₉₃										
	R ₂ O ₁₉₅										
	R ₂ O ₁₉₇										
	R ₂ O ₁₉₉										
	R ₂ O ₂₀₁										
	R ₂ O ₂₀₃										
	R ₂ O ₂₀₅										
	R ₂ O ₂₀₇										
	R ₂ O ₂₀₉										
	Летучие водородные соединения	R ₂ O ₂₁₁									
R ₂ O ₂₁₃											
R ₂ O ₂₁₅											
R ₂ O ₂₁₇											
R ₂ O ₂₁₉											
R ₂ O ₂₂₁											
R ₂ O ₂₂₃											
R ₂ O ₂₂₅											
R ₂ O ₂₂₇											
R ₂ O ₂₂₉											
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₂₃₁										
	R ₂ O ₂₃₃										
	R ₂ O ₂₃₅										
	R ₂ O ₂₃₇										
	R ₂ O ₂₃₉										
	R ₂ O ₂₄₁										
	R ₂ O ₂₄₃										
	R ₂ O ₂₄₅										
	R ₂ O ₂₄₇										
	R ₂ O ₂₄₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₂₅₁										
	R ₂ O ₂₅₃										
	R ₂ O ₂₅₅										
	R ₂ O ₂₅₇										
	R ₂ O ₂₅₉										
	R ₂ O ₂₆₁										
	R ₂ O ₂₆₃										
	R ₂ O ₂₆₅										
	R ₂ O ₂₆₇										
	R ₂ O ₂₆₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₂₇₁										
	R ₂ O ₂₇₃										
	R ₂ O ₂₇₅										
	R ₂ O ₂₇₇										
	R ₂ O ₂₇₉										
	R ₂ O ₂₈₁										
	R ₂ O ₂₈₃										
	R ₂ O ₂₈₅										
	R ₂ O ₂₈₇										
	R ₂ O ₂₈₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₂₉₁										
	R ₂ O ₂₉₃										
	R ₂ O ₂₉₅										
	R ₂ O ₂₉₇										
	R ₂ O ₂₉₉										
	R ₂ O ₃₀₁										
	R ₂ O ₃₀₃										
	R ₂ O ₃₀₅										
	R ₂ O ₃₀₇										
	R ₂ O ₃₀₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₃₁₁										
	R ₂ O ₃₁₃										
	R ₂ O ₃₁₅										
	R ₂ O ₃₁₇										
	R ₂ O ₃₁₉										
	R ₂ O ₃₂₁										
	R ₂ O ₃₂₃										
	R ₂ O ₃₂₅										
	R ₂ O ₃₂₇										
	R ₂ O ₃₂₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₃₃₁										
	R ₂ O ₃₃₃										
	R ₂ O ₃₃₅										
	R ₂ O ₃₃₇										
	R ₂ O ₃₃₉										
	R ₂ O ₃₄₁										
	R ₂ O ₃₄₃										
	R ₂ O ₃₄₅										
	R ₂ O ₃₄₇										
	R ₂ O ₃₄₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₃₅₁										
	R ₂ O ₃₅₃										
	R ₂ O ₃₅₅										
	R ₂ O ₃₅₇										
	R ₂ O ₃₅₉										
	R ₂ O ₃₆₁										
	R ₂ O ₃₆₃										
	R ₂ O ₃₆₅										
	R ₂ O ₃₆₇										
	R ₂ O ₃₆₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₃₇₁										
	R ₂ O ₃₇₃										
	R ₂ O ₃₇₅										
	R ₂ O ₃₇₇										
	R ₂ O ₃₇₉										
	R ₂ O ₃₈₁										
	R ₂ O ₃₈₃										
	R ₂ O ₃₈₅										
	R ₂ O ₃₈₇										
	R ₂ O ₃₈₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₃₉₁										
	R ₂ O ₃₉₃										
	R ₂ O ₃₉₅										
	R ₂ O ₃₉₇										
	R ₂ O ₃₉₉										
	R ₂ O ₄₀₁										
	R ₂ O ₄₀₃										
	R ₂ O ₄₀₅										
	R ₂ O ₄₀₇										
	R ₂ O ₄₀₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₄₁₁										
	R ₂ O ₄₁₃										
	R ₂ O ₄₁₅										
	R ₂ O ₄₁₇										
	R ₂ O ₄₁₉										
	R ₂ O ₄₂₁										
	R ₂ O ₄₂₃										
	R ₂ O ₄₂₅										
	R ₂ O ₄₂₇										
	R ₂ O ₄₂₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₄₃₁										
	R ₂ O ₄₃₃										
	R ₂ O ₄₃₅										
	R ₂ O ₄₃₇										
	R ₂ O ₄₃₉										
	R ₂ O ₄₄₁										
	R ₂ O ₄₄₃										
	R ₂ O ₄₄₅										
	R ₂ O ₄₄₇										
	R ₂ O ₄₄₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₄₅₁										
	R ₂ O ₄₅₃										
	R ₂ O ₄₅₅										
	R ₂ O ₄₅₇										
	R ₂ O ₄₅₉										
	R ₂ O ₄₆₁										
	R ₂ O ₄₆₃										
	R ₂ O ₄₆₅										
	R ₂ O ₄₆₇										
	R ₂ O ₄₆₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₄₇₁										
	R ₂ O ₄₇₃										
	R ₂ O ₄₇₅										
	R ₂ O ₄₇₇										
	R ₂ O ₄₇₉										
	R ₂ O ₄₈₁										
	R ₂ O ₄₈₃										
	R ₂ O ₄₈₅										
	R ₂ O ₄₈₇										
	R ₂ O ₄₈₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₄₉₁										
	R ₂ O ₄₉₃										
	R ₂ O ₄₉₅										
	R ₂ O ₄₉₇										
	R ₂ O ₄₉₉										
	R ₂ O ₅₀₁										
	R ₂ O ₅₀₃										
	R ₂ O ₅₀₅										
	R ₂ O ₅₀₇										
	R ₂ O ₅₀₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₅₁₁										
	R ₂ O ₅₁₃										
	R ₂ O ₅₁₅										
	R ₂ O ₅₁₇										
	R ₂ O ₅₁₉										
	R ₂ O ₅₂₁										
	R ₂ O ₅₂₃										
	R ₂ O ₅₂₅										
	R ₂ O ₅₂₇										
	R ₂ O ₅₂₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₅₃₁										
	R ₂ O ₅₃₃										
	R ₂ O ₅₃₅										
	R ₂ O ₅₃₇										
	R ₂ O ₅₃₉										
	R ₂ O ₅₄₁										
	R ₂ O ₅₄₃										
	R ₂ O ₅₄₅										
	R ₂ O ₅₄₇										
	R ₂ O ₅₄₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₅₅₁										
	R ₂ O ₅₅₃										
	R ₂ O ₅₅₅										
	R ₂ O ₅₅₇										
	R ₂ O ₅₅₉										
	R ₂ O ₅₆₁										
	R ₂ O ₅₆₃										
	R ₂ O ₅₆₅										
	R ₂ O ₅₆₇										
	R ₂ O ₅₆₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₅₇₁										
	R ₂ O ₅₇₃										
	R ₂ O ₅₇₅										
	R ₂ O ₅₇₇										
	R ₂ O ₅₇₉										
	R ₂ O ₅₈₁										
	R ₂ O ₅₈₃										
	R ₂ O ₅₈₅										
	R ₂ O ₅₈₇										
	R ₂ O ₅₈₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₅₉₁										
	R ₂ O ₅₉₃										
	R ₂ O ₅₉₅										
	R ₂ O ₅₉₇										
	R ₂ O ₅₉₉										
	R ₂ O ₆₀₁										
	R ₂ O ₆₀₃										
	R ₂ O ₆₀₅										
	R ₂ O ₆₀₇										
	R ₂ O ₆₀₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₆₁₁										
	R ₂ O ₆₁₃										
	R ₂ O ₆₁₅										
	R ₂ O ₆₁₇										
	R ₂ O ₆₁₉										
	R ₂ O ₆₂₁										
	R ₂ O ₆₂₃										
	R ₂ O ₆₂₅										
	R ₂ O ₆₂₇										
	R ₂ O ₆₂₉										
Летучие водородные соединения	R ₂ O ₆₃₁										
	R ₂ O ₆₃₃										
	R										