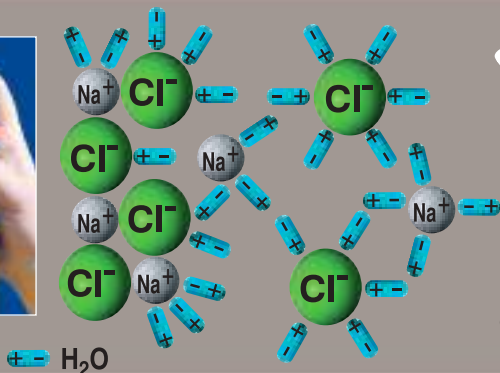
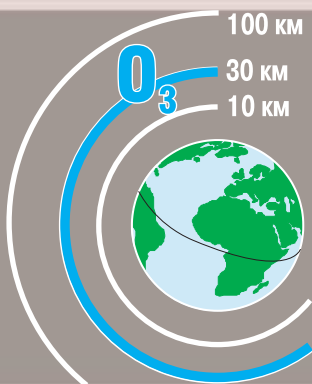


ХИМИЯ

8

УЧЕБНИК ДЛЯ 8 КЛАССА

Галина Драгалина • Надежда Велишко
Светлана Кудрицкая • Борис Пасечник



Издательство ARC

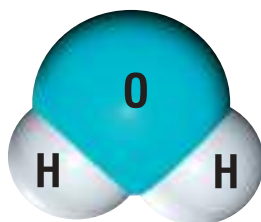
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ, КУЛЬТУРЫ И ИССЛЕДОВАНИЙ
РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА

Галина Драгалина • Надежда Велишко
Светлана Кудрицкая • Борис Пасечник

Химия

**учебник
для 8 класса**

Выборочный перевод с румынского
Татьяны Литвиновой



Издательство ARC
Кишинэу • 2019

Manualul a fost aprobat prin Ordinul Ministrului Educației al Republicii Moldova nr. 455 din 31 mai 2013. Manualul este elaborat conform curriculumului modernizat la chimie, ediția 2010, și finanțat din Fondul Special pentru Manuale.

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației, Culturii și Cercetării al Republicii Moldova.

Școala _____				
Manualul nr. _____				
Anul de folosire	Numele de familie și prenumele elevului	Anul școlar	Aspectul manualului	
			la primire	la restituire
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigințele controlează dacă numele elevului este scris corect.
- Elevul nu trebuie să facă nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia: *nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător*.

Comisia de evaluare: *Petru Bulmaga*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova; *Ecaterina Șoitu*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Gheorghe Asachi”, Chișinău; *Alina Buga*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Vasile Alecsandri”, Ungheni; *Mihai Revenco*, prof. univ., dr. habilitat, Universitatea de Stat din Moldova; *Vera Ciuxin*, profesoară, grad didactic I, Liceul Teoretic „Mihai Viteazul”, Chișinău.

Recenzenți: *Maria Bîrcă*, conf. univ., dr. în chimie, Catedra de chimie anorganică și fizică, Universitatea de Stat din Moldova; *Ion Negură*, conf. univ., dr. în psihologie, șef al Catedrei de psihologie, Universitatea Pedagogică de Stat „Ion Creangă”; *Victor Țapcov*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova; *Elena Ungureanu*, dr. habilitat în filologie, Centrul de lingvistică al Institutului de Filologie Română „B.P. Hasdeu” al Academiei de Științe a Moldovei; *Vladimir Zmeev*, pictor-șef la Grupul Editorial „Litera”.

Redactor coordonator: *Tatiana Litvinova*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu”, Chișinău

Redactor: *Tamara Șmundeac*

Coperta și concepția grafică: *Mihai Bacinschi*

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, 2019

© Editura ARC, 2019

ISBN 978-9975-0-0282-0

СОДЕРЖАНИЕ

Глава 1	Повторение основных разделов курса химии VII класса	6
1.1.	Строение атома	6
1.2.	Химическая связь	7
1.3.	Химическая формула	8
1.4.	Относительная молекулярная масса	9
1.5.	Валентность элементов	10
1.6.	Физические и химические явления	12
Глава 2	Химические реакции	13
2.1.	Количество вещества	13
2.2.	Закон сохранения массы	18
2.3.	Химические уравнения	20
2.4.	Типы химических реакций	23
2.5.	Условия возникновения и течения химических реакций	26
2.6.	Вычисления по химическим уравнениям	28
Глава 3	Кислород. Водород	32
3.1.	Воздух вокруг нас	32
3.2.	Общая характеристика кислорода	33
3.3.	Кислород и озон. Аллотропия. Биологическая роль	35
3.4.	Получение и физические свойства кислорода	38
	Лабораторный опыт № 1.	
	<i>Получение и обнаружение кислорода</i>	41
3.5.	Химические свойства кислорода	41
3.6.	Горение в кислороде и в воздухе	45
3.7.	Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе	48
3.8.	Вычисления по химическим уравнениям	49
3.9.	Оксиды неметаллов – кислотные оксиды. Кислоты	51
	Лабораторный опыт № 2. <i>Действие растворов кислородсодержащих кислот на индикаторы</i>	55
3.10.	Оксиды металлов – основные оксиды. Основания	56
	Лабораторный опыт № 3. <i>Действие растворов щелочей на индикаторы</i>	58
3.11.	Водород – элемент Вселенной	60
3.12.	Получение и физические свойства водорода	62
3.13.	Химические свойства и применение водорода	65
3.14.	Понятие о бескислородных кислотах. Соли	69
	Лабораторный опыт № 4. <i>Действие бескислородных кислот на индикаторы</i>	70
	Лабораторный опыт № 5. <i>Ознакомление с образцами солей</i>	72

Глава 4	Сложные вещества. Основные классы неорганических соединений	75
4.1.	Классификация неорганических веществ по составу и растворимости	75
4.2.	Кислоты Лабораторный опыт № 6. <i>Общие химические свойства кислот</i>	76
4.3.	Основания Лабораторный опыт № 7. <i>Общие химические свойства оснований</i>	82
4.4.	Оксиды	83
4.5.	Соли Лабораторный опыт № 8. <i>Общие химические свойства солей</i> Практическая работа № 1. <i>Взаимосвязь классов неорганических веществ</i>	88
4.6.	Генетическая связь и взаимосвязь основных классов неорганических веществ	89
		93
		98
		101
		102
Глава 5	Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация	105
5.1.	Вода вокруг нас. Значение воды	105
5.2.	Физические свойства воды	106
5.3.	Химические свойства воды	108
5.4.	Вода как растворитель. Растворы	111
5.5.	Состав растворов. Массовая доля растворенного вещества Практическая работа № 2. <i>Приготовление раствора соли с определенной массовой долей ее в растворе</i>	114
5.6.	Электропроводность растворов и расплавов. Электролитическая диссоциация	118
5.7.	Диссоциация кислот в водных растворах	119
5.8.	Диссоциация щелочей (растворимых оснований) в водных растворах	124
5.9.	Диссоциация солей	126
5.10.	Природная вода	127
5.11.	Жесткость воды и ее устранение. Ионные реакции	129
5.12.	Очистка природной воды	133
5.13.	Получение дистиллированной воды Практическая работа № 3. <i>Реакции ионного обмена</i>	137
		140
		141
Глава 6	Вещества вокруг нас	144
6.1.	Вещества в воздухе, воде и почве	144
6.2.	Природные вещества, используемые в повседневной жизни	145
6.3.	Химические реакции в повседневной жизни	151
6.4.	Генетическая связь между классами неорганических соединений	153
	Приложения	156

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ

при работе в кабинете химии

(лаборатории)

1. Перед началом работы надень рабочий халат; по указанию учителя можно использовать и другие средства защиты (очки, специальные перчатки и т. д.).
2. Внимательно прочитай этикетку на склянке, прежде чем отлить или отсыпать необходимый реактив.
3. Не оставляй открытыми склянки с реактивами. Не путай пробки 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. Неиспользованные реактивы 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 выделяющийся газ 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 ее нужную 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 ставь на стол, а только на специальную подставку.
13. Не проводи опыты, не предусмотренные данной работой.

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

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

Повторение основных разделов курса химии VII класса

1.1. Строение атома

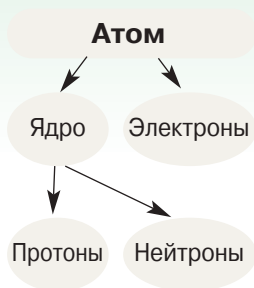
Химический элемент – это определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

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

В VII классе мы узнали, что атом – сложная частица. Представим наши знания о строении атома в виде схемы:

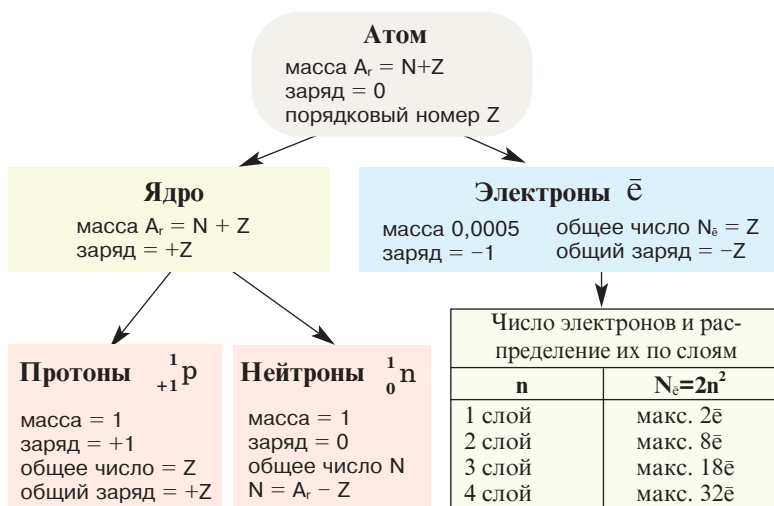
Схема 1.1

Строение атома



Эрнест Резерфорд
(1871-1937)

Английский физик. В 1911 г. своим знаменитым опытом рассеивания частиц доказал существование положительно заряженного ядра в атомах.



Поясним схему.

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 (горизонтальный ряд). Максимальное число электронов на слое равно $2n^2$, где n – номер слоя. Число электронов на внешнем слое каждого элемента главной подгруппы равно номеру группы (вертикальный ряд), это валентные электроны.

1.2. Химическая связь

Связывание атомов за счет сил притяжения называется химической связью.

В VII классе вы познакомились с тремя типами химической связи: ковалентной, ионной, металлической. В образовании химической связи участвуют внешние валентные электроны атомов элементов главных подгрупп.

1.2.1. Ковалентная связь

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

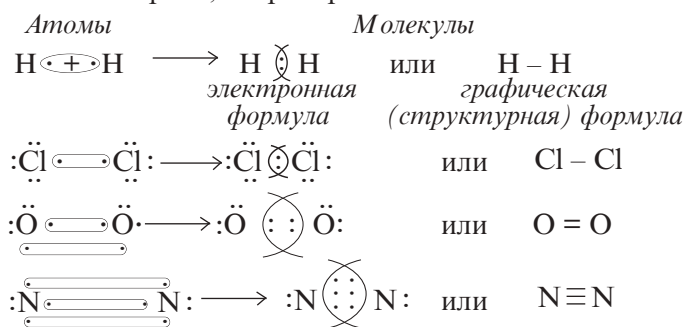
Положительно заряженные ядра двух атомов притягиваются к этой общей паре и в результате образуется прочная молекула.

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

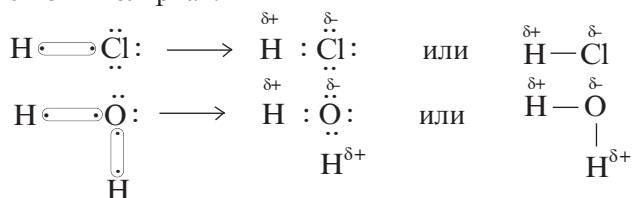
Ковалентная неполярная связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью – атомами одного неметалла: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 .

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

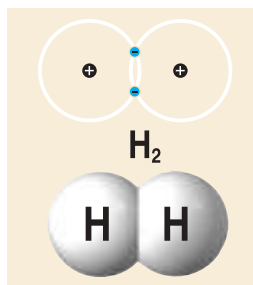
В молекулах, состоящих из атомов одного элемента (с одинаковой электроотрицательностью ЭО), общие электронные пары расположены симметрично и ковалентная связь является неполярной, например:



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



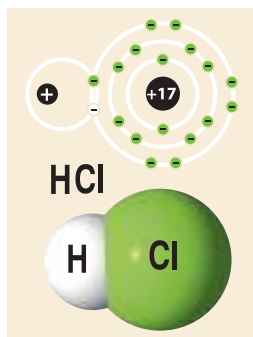
Атомы стремятся отдать или принять валентные электроны или объединить их для достижения стабильной структуры инертного газа.



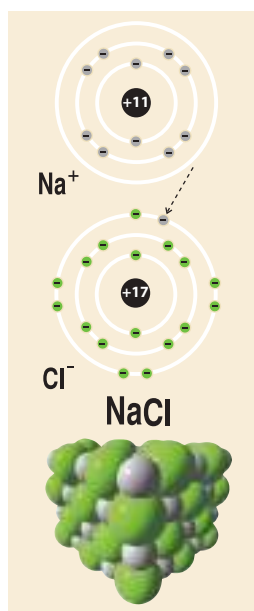
Ковалентная неполярная связь



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



Ковалентная полярная связь



Ионная связь

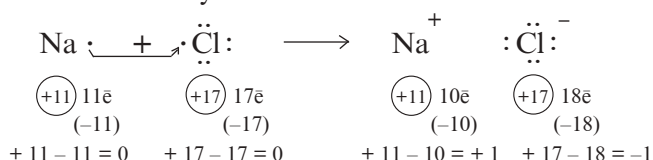
Одна общая пара электронов – это *одинарная*, или простая, связь, две общие пары – *двойная*, три пары – *тройная* связь. Чем больше связей между атомами, тем прочнее молекула. Самая прочная в нашем примере – молекула азота. В графических формулах одна черточка заменяет одну общую пару электронов.

1.2.2. Ионная связь

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.

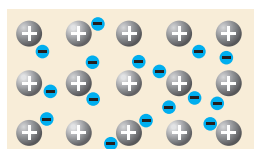
Ионы образуются при переходе внешних электронов от атома металла к атому неметалла:



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^- .

1.2.3. Металлическая связь

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



Металлическая связь

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

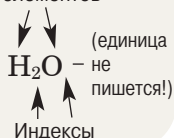
1.3. Химическая формула

Мы уже знаем, что многие вещества состоят из молекул – мельчайших частиц вещества, сохраняющих его химические свойства.

Состав молекулы вещества передается с помощью химической формулы. Для простых веществ металлов и некоторых неметаллов химическая формула совпадает с химическим знаком элемента (Na, Al, Fe, Au, C, Si и т.д.). 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 т.д. Так же записываются и химические формулы

Химическая формула воды

Знаки химических элементов



сложных веществ, состоящих из атомов разных элементов: HCl , H_2O , CO_2 и т. д.

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

Напиши химические формулы следующих веществ: азота, оксида углерода (IV), алюминия.

1.4. Относительная молекулярная масса

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

Ранее мы установили, что масса каждого атома вычисляется по отношению к атомной единице массы (1 а.е.м.), которая равна $1/12$ реальной массы атома углерода. Относительная атомная масса A_r показывает, во сколько раз масса атома больше $1/12$ массы атома углерода.

При сложении относительных атомных масс элементов, образующих молекулу, получим относительную молекулярную массу M_r (M – молекула, r – относительный).

Вычисление относительной молекулярной массы. Значение относительной молекулярной массы M_r рассчитывается по химической формуле как сумма относительных атомных масс всех элементов в молекуле с учетом числа их атомов. Так, для простого вещества азота N_2 (а) и сложного вещества углекислого газа CO_2 (б) значение M_r рассчитывается следующим образом:

а) $M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot A_r(\text{N}) = 2 \cdot 14 = 28;$

$M_r(\text{N}_2) = 28;$

б) $M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44;$

$M_r(\text{CO}_2) = 44$

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



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

1. Используя схему 1.1. (стр. 6), опиши строение атома для:
 - а) химических элементов Li , N , O ;
 - б) двух элементов главной подгруппы II группы;
 - в) двух элементов второго периода Периодической системы.
2. Объясни понятия:
 - а) химическая связь;
 - б) ковалентная связь;
 - в) ковалентная неполярная и ковалентная полярная связь;
 - г) ионная связь;
 - д) металлическая связь.
3. Какие типы химической связи образуются между атомами:
 - а) одного неметалла;
 - б) разных неметаллов;
 - в) типичного неметалла и типичного металла;
 - г) металла?Приведи примеры.
4. Что называется химической формулой? Что означают следующие химические формулы:
 - а) H_2O , б) P_2O_5 , в) H_2SO_4 ?



1.5. Валентность элементов

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

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 Периодической 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 $8 - 6 = 2$ ($\overset{\text{II}}{\text{S}}$).

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

Алгоритм вычисления валентности элементов по химической формуле.

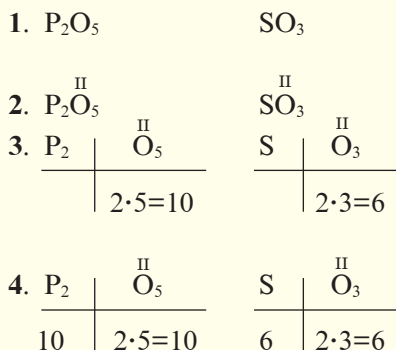
1. Записываем формулу.
2. Проставляем известную валентность над знаком элемента.
3. Умножаем известную валентность на число атомов этого элемента и получаем общее число единиц валентности этого элемента.
4. *Правило:* общее число единиц валентности в формуле из двух элементов есть величина, одинаковая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

1.5.1. Определение валентности элементов по химической формуле

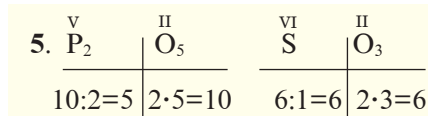
Из таблицы 1.1 видно, что одни элементы имеют постоянную валентность (которую хорошо было бы запомнить), а другие – переменную валентность. Как можно определить переменную валентность, а также постоянную валентность – для элементов, не включенных в таблицу 1.1?

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

Примеры



5. Делим это число на индекс элемента, получаем значение валентности второго элемента, проставляем его над знаком элемента.

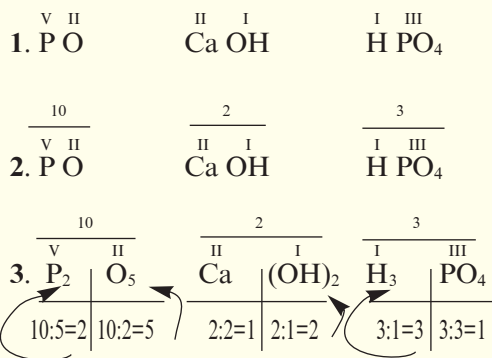


1.5.2. Составление химических формул по валентности

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

Примеры



другого элемента или группы атомов. Индекс, равный единице, не пишется. Перед обозначением индекса группу атомов берем в скобки.

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.

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
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	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,

$2\text{H}_3\text{PO}_4$ – 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 ($2\text{H}_3\text{PO}_4$) 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 ($2 \cdot 4=8$).

1.6. Физические и химические явления

Все изменения, происходящие в природе, называются явлениями.

Явления разделяют на физические и химические.

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)

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.

В курсе химии мы будем изучать различные вещества, простые и сложные, неорганические и органические, рассматривая в том числе и химические реакции с их участием. Мы рассмотрим и некоторые характерные признаки химических реакций.

1. Дай определение понятию валентность.
2. Приведи примеры элементов с: а) постоянной, б) переменной, в) низкой, г) 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):
а) $\overset{\text{II}}{\text{N}_2\text{O}}$, $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}(\text{OH})_2$, $\overset{\text{II}}{\text{Al}_2}(\overset{\text{I}}{\text{SO}_4})_3$; б) $\overset{\text{II}}{\text{SO}_2}$, $\overset{\text{II}}{\text{Al}_2\text{O}_3}$, $\overset{\text{I}}{\text{Ca}}(\text{OH})_2$; в) $\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$, $\overset{\text{I}}{\text{CaCl}_2}$, $\overset{\text{I}}{\text{FeCl}_3}$.
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. Выбери химические явления из перечисленных: а) таяние снега, б) испарение росы, в) ржавление железа, г) гашение соды уксусом, д) растворение сахара в воде.



Химические реакции

2.1. Количество вещества

2.1.1. 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 много-много предметов разбивают на группы с одинаковым числом предметов и называют эти группы. Например, если хотим купить тридцать яиц, то скажем: “Дайте три десятка яиц”.

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.

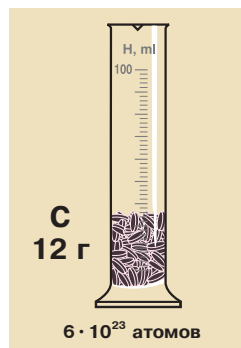
2.1.2. Молярная масса

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.

2

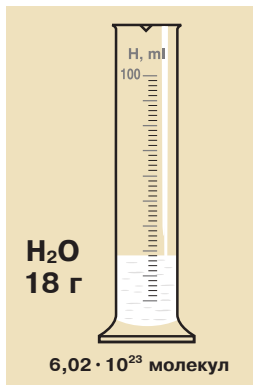
После изучения этой главы ты будешь способен:

- определять понятия: количество вещества, моль, молярная масса, химическая реакция, химическое уравнение, исходное вещество, продукт реакции, коэффициент, реакция соединения, реакция разложения;
- объяснять закон сохранения массы вещества; условия возникновения и протекания химических реакций;
- составлять, объяснять и читать уравнения химических реакций;
- сравнивать реакции соединения и разложения; * экзотермические и эндотермические реакции;
- осуществлять расчеты по химической формуле и химическому уравнению, используя: M_r , M , ν , m .





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



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.



$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ г/моль}$$

M – молярная масса;
 m – масса вещества;
 ν – количество
вещества.

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

$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ г/моль}$$

Значит, можно записать, что молярная масса углерода $M(C) = 12$ 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:

$$\begin{aligned} A_r(C) &= 12 & A_r(Fe) &= 56 \\ M(C) &= 12 \text{ г/моль} & M(Fe) &= 56 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

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

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

$$\begin{aligned} M_r(O_2) &= 32 & M_r(H_2O) &= 18 & M_r(P_2O_5) &= 142 \\ M(O_2) &= 32 \text{ г/моль} & M(H_2O) &= 18 \text{ г/моль} & M(P_2O_5) &= 142 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

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



Амедео Авогадро
(1776-1856)

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

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	12г
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	18г
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. 2.1).

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 $M(\text{H}_2\text{O})=18$ 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 “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 ($5 \cdot 1=5$).

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

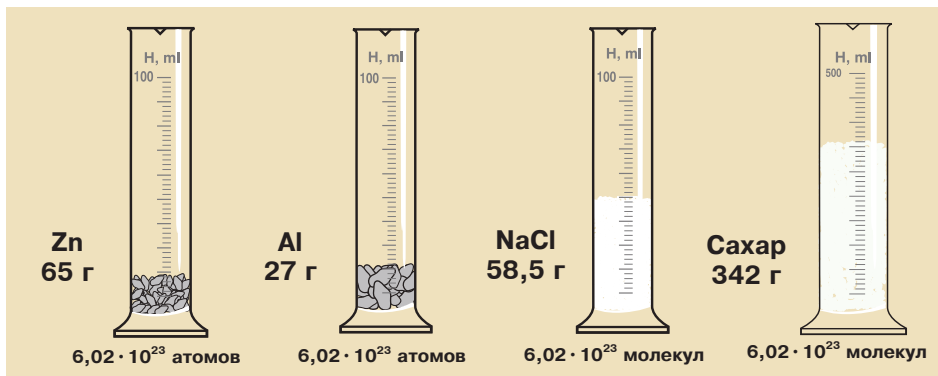
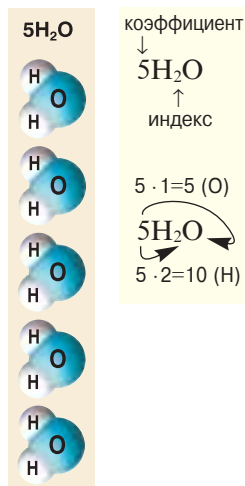


Рис. 2.1. Массы цинка, алюминия, хлорида натрия и сахара, соответствующие количеству вещества 1 моль.

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:

а) $\overset{\text{II}}{\text{NO}}$, $\overset{\text{II}}{\text{HS}}$, $\overset{\text{III}}{\text{NH}}$, $\overset{\text{III}}{\text{PH}}$, $\overset{\text{I}}{\text{HCl}}$;

б) $\overset{\text{IV}}{\text{SO}}$, $\overset{\text{VI}}{\text{SO}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{CO}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{SiO}}$, $\overset{\text{III}}{\text{AlO}}$, $\overset{\text{II}}{\text{CaO}}$, $\overset{\text{I}}{\text{LiO}}$;

в) $\overset{\text{I}}{\text{NO}}$, $\overset{\text{II}}{\text{NO}}$, $\overset{\text{III}}{\text{NO}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{NO}}$;

г) $\overset{\text{I}}{\text{NaCl}}$, $\overset{\text{III}}{\text{FeCl}}$, $\overset{\text{II}}{\text{CuS}}$, $\overset{\text{III}}{\text{AlS}}$, $\overset{\text{I}}{\text{KBr}}$;

*д) $\overset{\text{I}}{\text{NaOH}}$, $\overset{\text{I}}{\text{CaOH}}$, $\overset{\text{II}}{\text{HSO}_4}$, $\overset{\text{I}}{\text{HNO}_3}$.

5. Вычисли молярные массы веществ:

а) S, C, P, Mg, Zn, Al; б) H_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , Cl_2 , F_2 .

6. Что можно сказать по химическим формулам веществ:

а) O_2 ; б) CO_2 ; в) SO_3 ; г) NH_3 ; д) H_2S ; е) NaCl; ж) $2\text{Al}_2\text{O}_3$; з) $3\text{H}_2\text{SO}_4$.



Работа в группе

Вставьте пропущенные слова. По формуле CO_2 можно сказать:

1. Название ...
2. Одна ... CO_2 .
3. Молекула состоит из одного ... углерода и двух ... кислорода.
4. Относительная ... масса равна ...
5. Один ... CO_2 .
6. ... масса равна ... г/моль.

2.1.3. Вычисления с использованием понятий “количество вещества” и “молярная масса”

а) *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

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

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

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

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

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

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).

б) Вычисление количества вещества по известной массе его.

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) H₂, N₂, O₂, Br₂, Cl₂; в) O₂, CO₂, SO₃; г) NH₃, H₂S, NaCl.

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

2. 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.

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

- *4. Масса другого знаменитого алмаза "Великий Могол" 186 карат. Рассчитай число атомов углерода в нем.

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

6. 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.



2.2. Закон сохранения массы



Михаил Васильевич Ломоносов
(1711–1765)

Выдающийся русский ученый. Историк, стихотворец, механик, химик, минералог, художник. Открыл закон сохранения массы теоретически в 1748 г., экспериментально — в 1756 г. Он является одним из основоположников атомно-молекулярного учения.

Зная признаки химических реакций, мы можем только установить тот факт, 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. 2.2). 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, всегда равна массе образовавшихся веществ,

или

масса исходных веществ равна массе продуктов реакции.

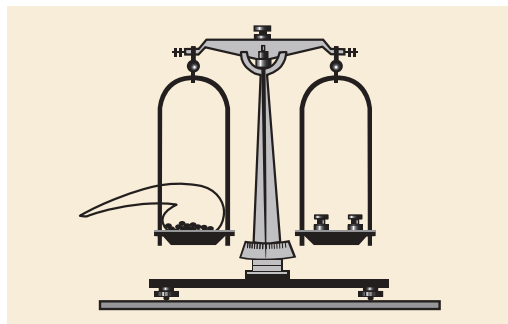


Рис. 2.2. Опыт М.В. Ломоносова

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

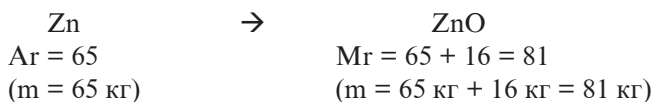
Легко подтвердить правильность этого закона в различных реакциях. Например, на дно сухой колбы с кислородом помещают немного красного фосфора, закрывают колбу пробкой и взвешивают. Осторожно нагревают колбу. Фосфор загорается, и появляется белый дым оксида фосфора (V) – произошла химическая реакция.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

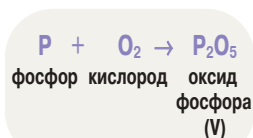
Число атомов каждого элемента до и после реакции не изменяется, поэтому и масса всех исходных веществ равна массе всех продуктов реакции.

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.



Антуан Лавуазье
(1743-1794)

Французский химик.
Открыл закон сохранения массы.

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 и т.д.
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 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 по химии:

Мария Кюри (7.11.1867 – 4.07.1934) - первая женщина в мире, которая была награждена Нобелевской премией, причем единственный ученый, который дважды получил Нобелевскую премию (по физике и по 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



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

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 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.

2. Химическое уравнение состоит из двух частей – левой и правой.

В левой части уравнения пишут формулы исходных веществ, а в правой – формулы полученных веществ (продуктов реакции). Между исходными и полученными веществами ставят стрелку → (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:

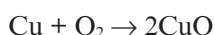


Рис. 2.3. Образование оксида меди (II) (черного цвета) при прокаливании меди в кислороде воздуха

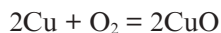
Химическое уравнение	Исходные вещества	→	Продукты реакции
	$\text{Cu} + \text{O}_2$		CuO
	левая часть		правая часть

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:



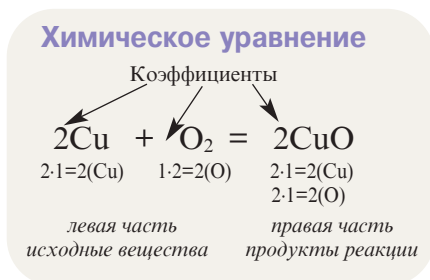
Этот коэффициент относится не только к кислороду, но и к меди. В правой части стало два атома меди, поэтому пишем коэффициент 2 перед атомом меди в левой части уравнения. Перед молекулой O_2 коэффициент равен единице. Единица не записывается. Получаем уравнение реакции соединения меди с кислородом:



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 → знаком равенства (= или ⇌).

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:



Составление уравнений

Записываем левую и правую части



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



Проверяем число атомов до и после реакции

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, получают две молекулы оксида меди-два".

Химическое уравнение показывает:

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

б) число молекул (атомов) всех веществ;

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

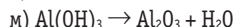
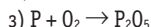
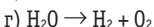
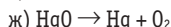
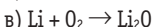
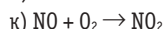
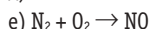
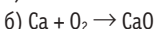
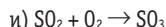
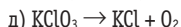
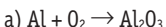
Коэффициенты в уравнении реакции показывают число молекул или количество (число молей) каждого вещества.

1. Что называется химическим уравнением?
2. Что означают коэффициенты в уравнении реакции?
3. Прочитай следующие химические уравнения:
а) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ в) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
б) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$ г) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
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.



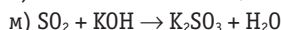
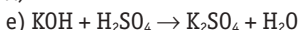
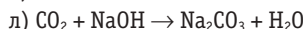
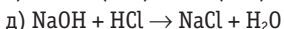
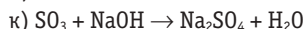
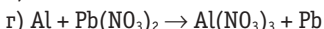
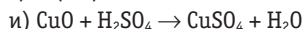
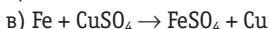
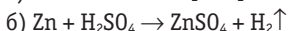
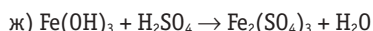
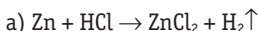
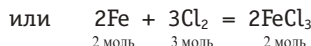
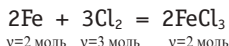
Работа в группе

1. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях химических реакций:



Прочитайте эти уравнения.

2. В уравнениях реакций после уравнивания укажите количество каждого из веществ, участвующих в реакции, по образцу:



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.

Мы познакомимся с реакциями соединения и разложения.

2.4.1. Реакции соединения

Если смешать порошок серы (желтый) и 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?

В смесях вещества сохраняют свои свойства.

Перенесем эту смесь в пробирку и слегка нагреем ее над пламенем спиртовки (рис. 2.4). Наблюдается сильное раскалывание. Если после остывания разбить пробирку, увидим вещество темно-серого цвета. Это новое вещество – сульфид железа (II). Железо и серу нельзя выделить из него физическими способами, продукт реакции не притягивается к магниту. Значит, они потеряли свои свойства и в качестве химических элементов железа и серы соединились и вошли в состав химического соединения FeS.

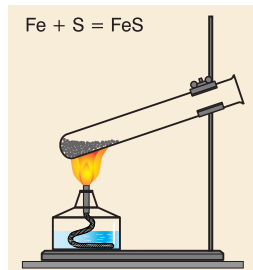


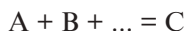
Рис. 2.4. Реакция соединения железа с серой

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:

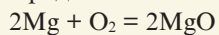


Исходные вещества могут быть простыми или сложными, а продукт реакции соединения – всегда сложное вещество.

Познакомимся с другими примерами реакций соединения.

Консультация

При сгорании магния или фосфора (рис. 2.5) в кислороде они соединяются с кислородом:



реакция соединения



Рис. 2.5. Реакция соединения фосфора с кислородом

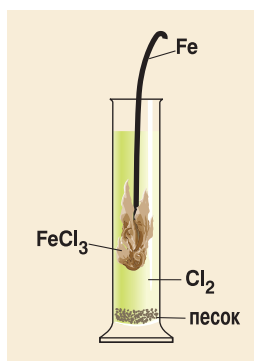
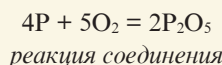
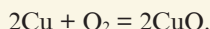


Рис. 2.6. Реакция соединения железа с хлором

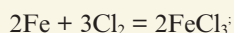


При прокаливании металлов на воздухе они также соединяются с кислородом (рис. 2.3, стр. 21):

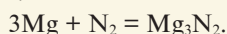


Почти все металлы и большинство неметаллов (кроме фтора, хлора, брома, йода) вступают в реакцию соединения с кислородом. Обобщая, можно сказать, что почти все простые вещества металлы соединяются с неметаллами. Например:

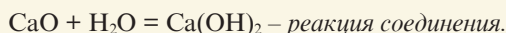
а) железо с хлором (рис. 2.6):



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. В результате образуется гашеная известь (гидроксид кальция $Ca(OH)_2$), которую применяют при побелке (рис. 2.7). Уравнение этой реакции:



Еще пример: $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, здесь соединяются простое и сложное вещество.

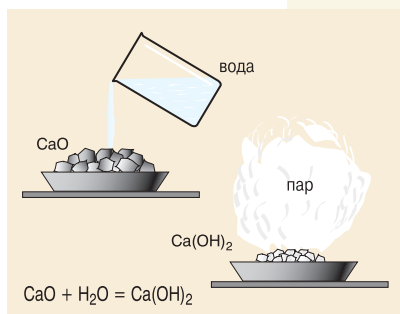
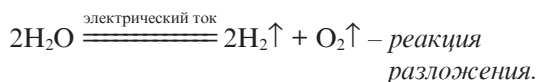


Рис. 2.7. Реакция соединения оксида кальция с водой

2.4.2. Реакции разложения

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

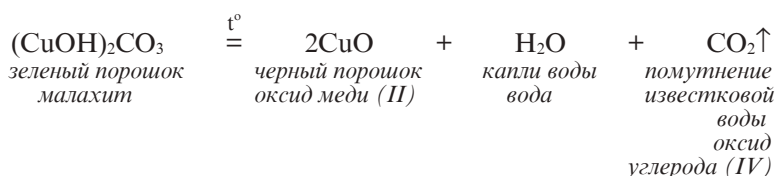


Такая же реакция происходит при сильном нагревании водяных паров.

Поместим в пробирку с газоотводной трубкой зеленый порошок малахита $(CuOH)_2CO_3$ и нагреем ее (рис. 2.8). Конец газоотводной трубки опустим в пробирку с известковой водой $Ca(OH)_2$.

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?

реакция разложения

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:

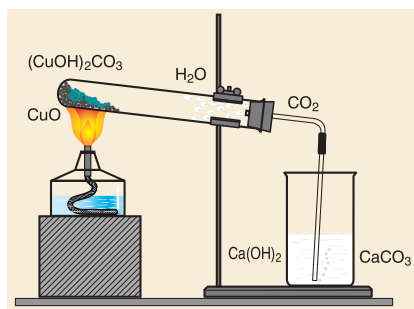


Рис. 2.8. Разложение малахита

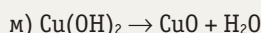
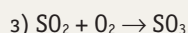
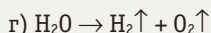
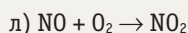
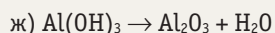
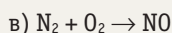
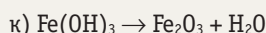
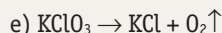
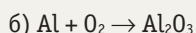
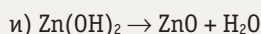
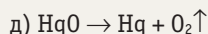
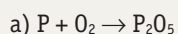
1. Объясни, по какому признаку химические реакции разделяют на типы.

2. Соедини соответствующие пары:

а) реакция соединения 1) $C = A + B$

б) реакция разложения 2) $A + B = C$

3. Закончи уравнения реакций, определи коэффициенты:

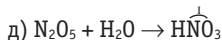
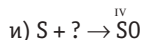
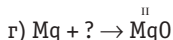
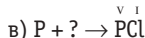
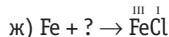
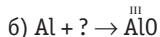
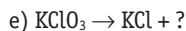
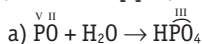


Укажи тип каждой реакции.



Работа в группе

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



Укажите тип каждой реакции.



2.5. Условия возникновения и течения химических реакций

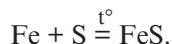
Чтобы химическая реакция началась (возникла), нужно вещества привести в тесное соприкосновение друг с другом. Для этого вещества *измельчают и перемешивают*.



Что легче зажечь: целое полено или несколько мелких щепок? Почему?

Например, для реакции серы с железом серу растирают в ступке, а порошок железа готовят специальным образом. Затем эти порошки тщательно перемешивают для более равномерного распределения частиц. Наиболее тонкое дробление веществ до молекул и ионов происходит при их растворении. Поэтому многие реакции проводят в растворах.

Для того, чтобы реакция началась, надо как бы дать ей толчок, помочь "разбудить" химические связи. Поэтому многие химические реакции требуют нагревания. В уравнении реакции *нагревание как условие реакции обозначается значком t° (температура) над знаком равенства*. Например:



Таким образом, *условия возникновения и течения реакции* следующие:

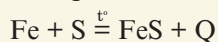
1) измельчение, 2) перемешивание, 3) нагревание, 4) растворение.

Дальше мы познакомимся с другими условиями возникновения и течения реакций.

Следует различать понятия "условия возникновения" и "условия течения" химических реакций.

Для разложения воды надо пропускать электрический ток в течение всего времени реакции, а не только вначале, иначе разложение прекратится. Если проводить разложение воды при очень сильном нагревании ее паров, то это нагревание надо проводить в течение всего времени реакции, иначе она прекратится. Здесь нагревание – это условие возникновения и течения реакции, потому что при реакции тепло поглощается. А для реакции железа с серой требуется только начальное нагревание, дальше идет реакция с *выделением большого количества* тепла и света и нагревание не требуется (рис. 2.4, стр. 23). В этом случае нагревание – условие возникновения реакции.

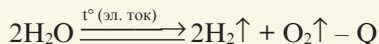
* *Выделение тепла* при химической реакции обозначается знаком $+Q$ "кю" в правой части уравнения:



Реакции, идущие с выделением энергии (тепла, света), называются экзотермическими.

“Экзо” в переводе с греческого означает “снаружи”. Реакция получения сульфида железа (II) – экзотермическая.

Поглощение энергии (тепла, электричества), например при разложении воды, обозначается $-Q$:



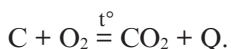
Реакции, идущие с поглощением энергии (тепла, света), называются эндотермическими.

“Эндо” в переводе с греческого означает “внутри”. Реакция разложения воды – эндотермическая.

Поглощение или выделение теплоты называется тепловым эффектом химической реакции.

Обобщим то, что мы узнали о тепловом эффекте реакции.

Любая химическая реакция протекает либо с выделением тепла, либо с его поглощением (табл. 2.1). Реакции разложения – эндотермические, они требуют затраты тепла. Большинство реакций соединения – экзотермические. Они имеют большое практическое значение. Например, реакция сгорания угля на воздухе – это реакция взаимодействия простого вещества углерода с кислородом воздуха, идущая с выделением тепла и света:



Теплом, которое выделяется при этой экзотермической реакции, человек пользуется с древних времени для согревания, приготовления пищи, выплавки металлов и т.д.

Таблица 2.1. Тепловые эффекты химических реакций

Тепловой эффект реакции	Обозначение теплового эффекта	Название реакции с данным тепловым эффектом	Примеры реакций
Выделение тепла	$+Q$	Экзотермическая	$\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS} + Q$
Поглощение тепла	$-Q$	Эндотермическая	$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[t^\circ (\text{эл. ток})]{} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - Q$

1. Назови типы химических реакций, которые ты знаешь.
2. Укажи различия между реакциями соединения и разложения. Приведи примеры.
3. Прочти вслух приведенные уравнения реакций и укажи тип каждой реакции:

а) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$

б) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$

в) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$

г) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$

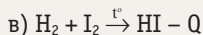
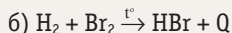
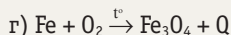
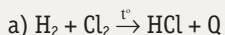
д) $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$

е) $2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow$
4. Составь уравнения реакций взаимодействия металлов – магния, алюминия и лития с неметаллами – кислородом, хлором (I) и серой (II). Укажи тип каждой реакции.



5. Какие условия возникновения и течения реакций ты знаешь? С помощью учителя укажи, какие реакции в пунктах 3 и 4 происходят при нагревании.

6. По обозначению теплового эффекта (+Q, -Q) назови тепловой эффект каждой реакции, назови реакции, уравний их:



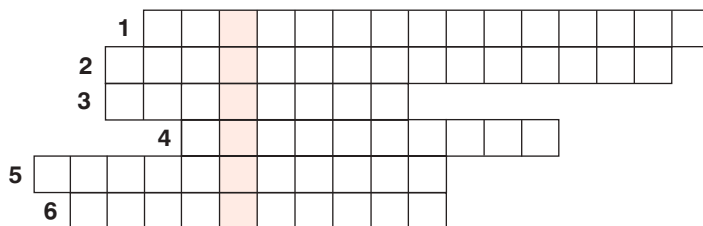
Определи тип каждой реакции.

7. Реакция разложения воды $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$ идет с поглощением тепла. Как ты думаешь, с каким тепловым эффектом протекает реакция взаимодействия водорода с кислородом? Запиши уравнения этих реакций, обозначь тепловые эффекты, подбери коэффициенты.



Работа в группе

Разгадайте кроссворд. Ключевое слово – название элемента, простое вещество которого идет на изготовление украшений.



1. Реакция, при которой выделяется теплота.

2. Реакция, при которой поглощается теплота.

3. Химический элемент, обозначаемый знаком О.

4. Тип химической реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

5. Свойство атомов одного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента.

6. Тип химической реакции $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

2.6.

Вычисления по химическим уравнениям

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:



По уравнению 2 моль 1 моль 2 моль

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



По уравнению:
$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} \text{ Cu} + \frac{v}{1 \text{ моль}} \text{ O}_2 = \frac{v}{2 \text{ моль}} \text{ 2CuO}$$

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:

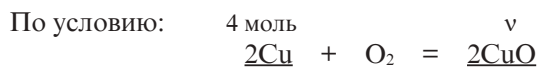
$$2 \text{ моль} : 1 \text{ моль} = 4 \text{ моль} : v(\text{O}_2) \text{ или}$$

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

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

Поставим еще один вопрос.

Какое количество вещества оксида меди (II) образуется при этом условии?



По уравнению:
$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} \text{ Cu} + \frac{v}{2 \text{ моль}} \text{ O}_2 = \frac{v}{2 \text{ моль}} \text{ 2CuO}$$

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.

Мы решили расчетную задачу по химии. В таких задачах 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 химической задачи.

Задача

В реакцию соединения с хлором вступает алюминий количеством вещества 4 моль. Рассчитайте количество вещества хлора, необходимого для реакции.

Алгоритм

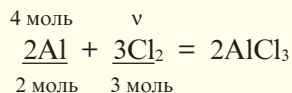
1. Записываем краткое условие задачи.
2. Записываем уравнение реакции и расставляем коэффициенты.
3. Подчеркиваем формулы веществ, о которых говорится в условии.
4. Под уравнением записываем количество вещества по уравнению.

1. Дано:

$$v(\text{Al}) = 4 \text{ моль}$$

Найти: $v(\text{Cl}_2)$ или $v(\text{Cl}_2) - ?$

2–5.



5. Над уравнением записываем количество вещества по условию.

6. Составляем пропорцию и решаем ее.

7. Записываем ответ.

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

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

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

Ответ: количество вещества хлора, необходимого для реакции с алюминием, равно 6 моль.

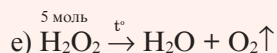
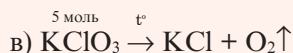
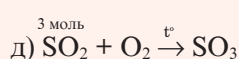
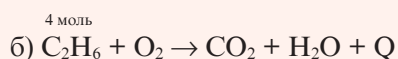
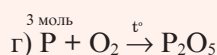
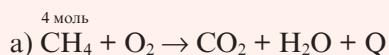
Задачи

1. Расставь коэффициенты:



По уравнению реакции рассчитай количество вещества перманганата калия, необходимого для получения кислорода количеством вещества 2 моль. Укажи тип реакции.

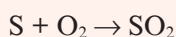
2. Подбери коэффициенты в следующих уравнениях реакций:



Вычисли количество вещества кислорода для каждой реакции, предварительно сформулировав условие задачи.

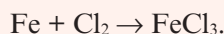
3. Выбери любое уравнение реакции из упражнений на стр. 25, составь и реши задачу на его основе.

4. Вычисли количество вещества серы, необходимой для получения оксида серы (IV) SO_2 количеством 5 моль по реакции:



Вычисли также массу серы.

5. Вычисли количество вещества железа, необходимого для получения хлорида железа (III) FeCl_3 , количеством 6 моль по реакции:



Вычисли также массу хлорида железа (III) и железа. Хлорид железа (III) используется для травления медных плат.

ИТОГОВОЕ ОЦЕНИВАНИЕ



I. Закончи следующие предложения:

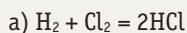
- а) вещества, которые вступают в реакцию, называются...;
- б) вещества, которые получаются в результате реакции, называются...

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

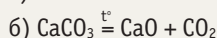
А

Б

_____ 1. Реакция разложения



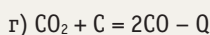
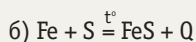
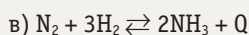
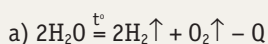
_____ 2. Реакция соединения



***III.** Классифицируй реакции, записав соответствующие буквы:

Эзотермические реакции: _____

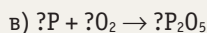
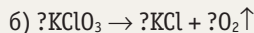
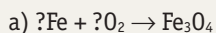
Эндотермические реакции: _____



IV. Из приведенных ниже выражений выбери признаки химических реакций:

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

V. Подбери коэффициенты в уравнениях, указанных ниже:



VI. Реши задачу. Вычисли количество вещества оксида алюминия, который образуется при сжигании в кислороде алюминия количеством вещества 2,5 моль.

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 случае расходуеться 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.

3

После изучения этой главы ты будешь способен:

- описывать и объяснять состав, обнаружение и методы получения кислорода и водорода в промышленности и в лаборатории;
- определять понятия: аллотропия, катализатор, оксид, индикатор, реакция замещения;
- иллюстрировать примерами физические и химические свойства кислорода и водорода, генетические ряды металлов и неметаллов;
- устанавливать связи между строением, свойствами, распространением в природе, применением кислорода и водорода;
- различать оксиды, основания, кислоты (кислородсодержащие и бескислородные) и соли по составу;
- исследовать экспериментально получение и обнаружение кислорода, действие кислот и щелочей на индикаторы;
- решать расчетные задачи по уравнениям химических реакций по теме «Кислород. Водород».

Кислород. Водород

3.1. Воздух вокруг нас

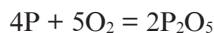
Мы живем на дне воздушного океана и должны знать о нем как можно больше. Без еды и без воды человек может прожить много часов, а без воздуха умрет через несколько минут. Главное для дыхания – это кислород. Но чистым кислородом дышать опасно, поэтому природа и разбавила кислород азотом и дала нам удивительную 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.

Кислород – составная часть воздуха. Более точно состав воздуха установил французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Он установил, что кислорода в воздухе примерно 1/5 по объему (21%), остальное – азот и другие газы.

Этот вывод можно легко подтвердить с помощью простого эксперимента (рис. 3.1).

Возьмем стеклянный сосуд без дна (стеклянный колокол с пятью делениями и пробкой с ложечкой). Откроем пробку и опустим колокол в кристаллизатор, в который нальем воды до первого деления. Поместим в ложечку фосфор и нагреем его на спиртовке. Когда фосфор загорится, быстро внесем ложечку в колокол и плотно закроем его (рис. 3.1,а). Образуется белый дым по реакции:



Через некоторое время белый дым исчезает (растворяется в воде) и уровень воды в колоколе поднимается на одно деление (1/5) (рис. 3.1,б). Дольем воды в кристаллизатор до уровня в колоколе, чтобы можно было открыть сосуд без изменения уровня воды в нем. Затем откроем пробку и внесем горящую лучинку. Лучинка гаснет, значит в колоколе остался азот и другие газы, не поддерживающие горение (4/5 по объему).

Из курса седьмого класса мы знаем, что 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. 3.2).

Как видно из рис. 3.2, по мере удаления от поверхности Земли состав атмосферного воздуха меняется. В нижних слоях состав такой, как мы изучили, а в верхних слоях преобладают водород и самый легкий инертный газ гелий He.

Воздух – это природный ресурс нашей планеты. Это богатство, которым владеет любое село, город, страна. Из воздуха получают два из десяти наиболее важных веществ: кислород и азот.

Какова масса воздуха? Состав чистого воздуха почти постоянный. Поэтому была вычислена величина 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:

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

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.

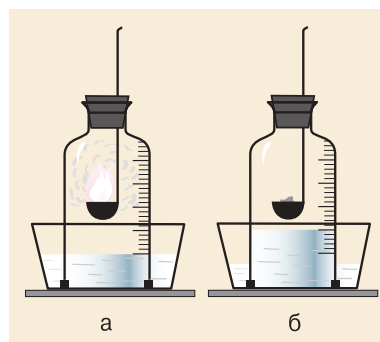


Рис. 3.1. Определение содержания кислорода в воздухе

1. Назови два основных газа в воздухе. Как можно доказать их присутствие?

2. Какие газы составляют ~1% в воздухе?

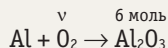
3. Опиши изменение состава воздуха по мере удаления от поверхности Земли.

4. Какие из газов H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , N_2 :

а) тяжелее воздуха;

б) легче воздуха?

5. На основе схемы составь задачу и реши ее. Не забудь расставить коэффициенты!



6. Вычисли объемы кислорода и азота, которые можно получить из 1000 м³ воздуха. Содержание в воздухе кислорода 21%, а азота – 78% по объему.

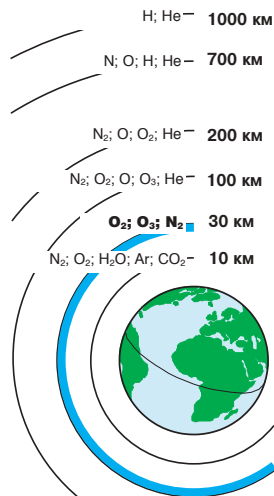
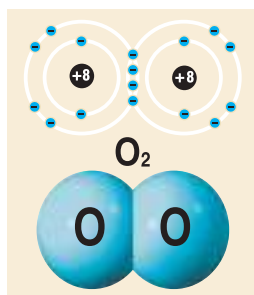


Рис. 3.2. Состав газовой оболочки Земли на разных высотах

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



Вычисли, во сколько раз легче или тяжелее воздуха: а) кислород; б) водород; в) углекислый газ; г) гелий.

3.2. Общая характеристика кислорода

3.2.1. Кислород – химический элемент

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

1. *Химический знак* кислорода O (от лат. "Oxygenium"). В русском языке этот элемент называли "кислород", то есть "кислоту рождающий".

2. *Относительная атомная масса* $A_r(O) = 16$.

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 $N_p = 8p$;

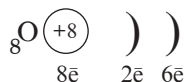
число нейтронов ($N = A_r - Z$) $N_n = 16 - 8 = 8n$;

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:



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

3.2.2. Кислород – простое вещество

Неметаллический химический элемент кислород образует простое вещество кислород неметалл.

Химическая формула кислорода O_2 – это молекулярная формула.

Электронная формула молекулы кислорода $:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$ или $\text{O}=\text{O}$, связь двойная ковалентная неполярная.

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

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

3.2.3. Кислород в природе

Кислород – самый распространенный элемент на нашей планете. Простого вещества – кислорода в воздухе 1/5 по объему (~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 вокруг нас и в нас самих (рис. 3.3).

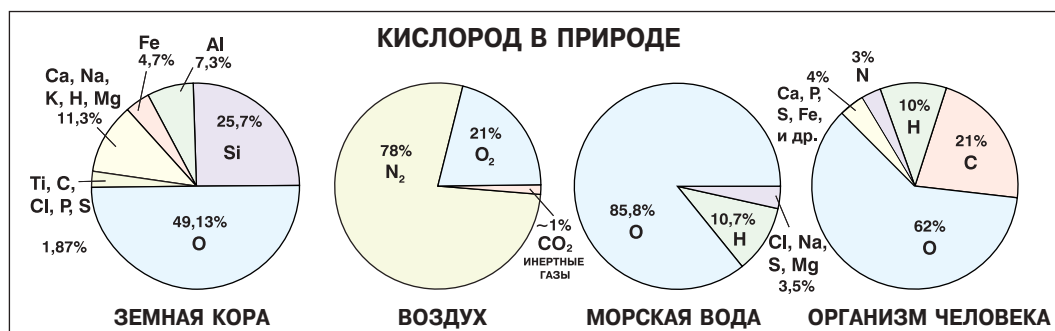


Рис. 3.3. Содержание кислорода и других элементов в земной коре, морской воде, организме человека (в % по массе) и в воздухе (в % по объему)

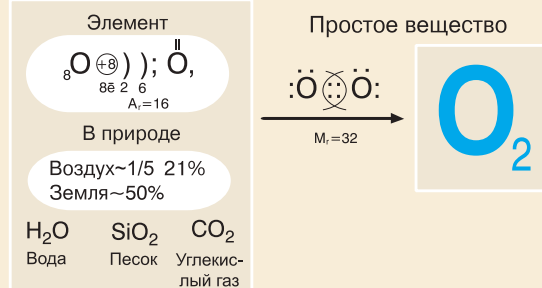
- Дай характеристику химического элемента кислорода по плану:
 - химический знак;
 - относительная атомная масса;
 - положение в Периодической системе;
 - строение атома;
 - валентность.
- Дай характеристику простого вещества кислорода по плану:
 - химическая формула;
 - строение молекулы (какими химическими связями соединены атомы);
 - относительная молекулярная масса;
 - молярная масса.
- В виде чего (химического элемента или простого вещества) кислород содержится в:
 - воздухе;
 - морской воде;
 - земной коре;
 - организме человека?



Работа в группе

- Масса ученика 45 кг. Найдите массу кислорода, содержащегося в его организме (см. рис. 3.3).
- По рисунку справа дайте общую характеристику кислорода:

Общая характеристика



3.3.

Кислород и озон. Аллотропия. Биологическая роль

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.

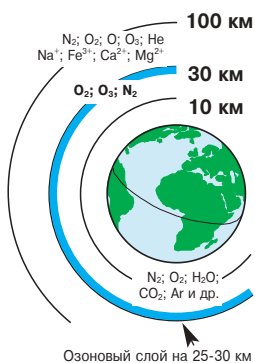


Рис. 3.4. Озоновый щит Земли

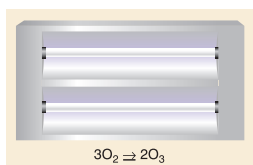


Рис. 3.5. Озонирование воздуха кварцевой лампой в больничной палате



Рис. 3.6. Оцените пользу и вред этих товаров

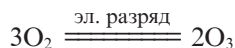
Кислород O_2 и озон O_3 – аллотропные видоизменения элемента кислорода. Точно также алмаз и графит – аллотропные видоизменения элемента углерода.

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 вредно. 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. Из курса 7 класса мы знаем, что озон находится в воздушной оболочке Земли. Слой озона, если его собрать у поверхности Земли, имел бы толщину 3 мм. И 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. 3.4).

Озон может образоваться и у поверхности Земли. Так, во время гроз, 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. 3.5), применяемых в больничных палатах. При содержании озона в воздухе 0,00001% (0,1 мг/м³) бактерии погибают, окисляются озоном.

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

В больших количествах озон очень опасен для человека.

Люди погибнут, если содержание озона в воздухе станет больше 1%. Предельно допустимая концентрация (ПДК) озона в воздухе составляет 0,5 мг/м³.

Деятельность человека может нарушить озоновый слой. В результате образуются «озоновые дыры» в воздушной оболочке Земли.

Для защиты озонового слоя Венская конвенция (1985 г) и Монреальский протокол (1988 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. 3.6), 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 9 моль. Какова масса озона?
8. Вычисли количество вещества углекислого газа, который попадает в воздух при сжигании углерода количеством вещества 100 моль. Вычисли массу углерода и углекислого газа.



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.

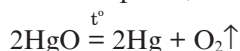


Карл Вильгельм Шееле (1742-1786)
Шведский химик. В 1772 г. установил, что воздух состоит из кислорода и азота.

3.4. Получение и физические свойства кислорода

3.4.1. Получение кислорода

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



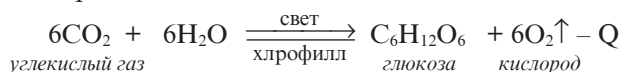
Позднее французский химик А. Лавуазье изучил свойства этого вещества и назвал его *Oxigenium* (кислород).

В общем случае различают три способа получения веществ: 1) в естественных условиях (в природе), 2) в промышленности, 3) в лаборатории. Для 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 растениях 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 -196°C), а кислород остается в жидком состоянии до -183°C , 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. 3.7) под давлением в 150 раз больше обычного атмосферного давления (15 МПа). Жидкий кислород хранят и перевозят в сосудах с двойными стенками, между которыми выкачан воздух (такой же принцип используется в термосе). Тепло извне не проникает в сосуд, и кислород остается жидким.

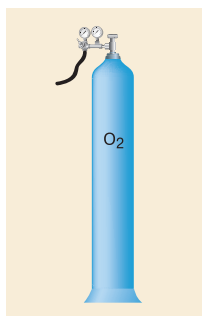
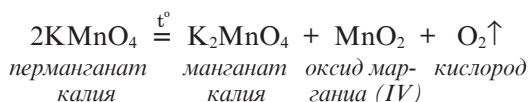


Рис. 3.7. Хранение жидкого кислорода

3 Получение кислорода в лаборатории

Разложение перманганата калия KMnO_4

Возможностей для работы в лаборатории (по сравнению с промышленностью) 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. 3.8):



Значок t° над знаком равенства указывает условие протекания реакции – нагревание, а стрелочка $\uparrow$ означает, что вещество (O_2) выделяется в виде газа.

Разложение пероксида водорода H_2O_2

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



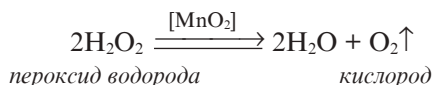
При добавлении в эту пробирку порошка оксида марганца (IV) происходит бурная реакция с выделением кислорода. Следовательно, добавление оксида марганца (IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода.

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:



3.4.2. 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.

Сравни методы получения кислорода в промышленности и лаборатории.

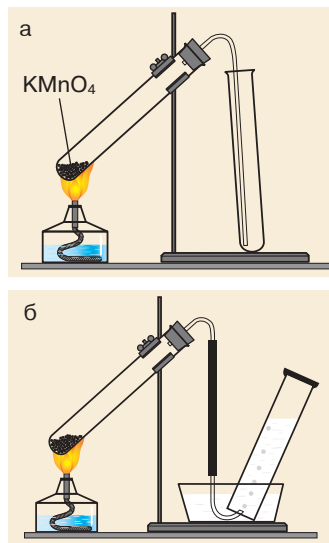


Рис. 3.8. Собираение кислорода вытеснением а) воздуха; б) воды

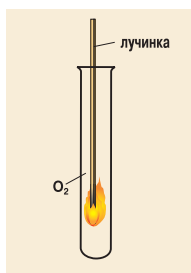


Рис. 3.9.
Обнаружение
кислорода

При очень низкой температуре (-183°C) кислород превращается в голубую жидкость. При этой же температуре кислород кипит. Светло-голубые кристаллы твердого кислорода образуются при -218°C .

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

а) *Метод вытеснения воздуха* (рис. 3.8,а) основан на том, что более тяжелый кислород собирается на дне сосуда и, поднимаясь, постепенно вытесняет воздух.

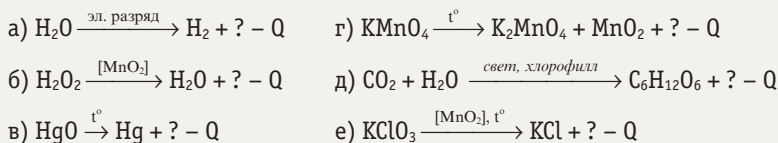
б) *Метод вытеснения воды* (рис. 3.8,б) основан на том, что газообразный кислород плохо растворим в воде. Он под давлением поступает в пробирку, наполненную водой, и вытесняет воду.

Обнаружение кислорода: в пробирку с собранным газом опускают тлеющую лучинку. В присутствии кислорода лучинка вспыхивает (рис. 3.9).

- Охарактеризуй физические свойства простого вещества кислорода 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:



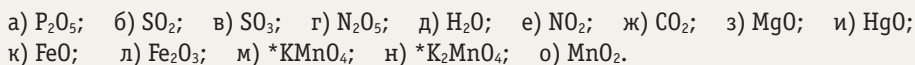
Укажи тип реакции, *назови реакции по тепловому эффекту.

- В уравнении в) и г) из п. 3 нагревание – это условие возникновения или течения реакции?

- 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: а) количество вещества кислорода, полученного в результате реакции; б) массу оксида ртути и кислорода.

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



- Составь формулы по валентности:



- Вычисли количество вещества воды, необходимой для получения кислорода количеством вещества 100 моль. Какова масса воды и кислорода?



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Получение и обнаружение кислорода

Изучите и соблюдайте „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).



Приборы 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. Конiec газоотводной трубки опустите в другую пробирку (2) до дна. Когда прекратится выделение газа в пробирке 1, вытащите конiec 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.

3.5. Химические свойства кислорода

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

3.5.1. 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.

3.5.2. Взаимодействие кислорода с неметаллами

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

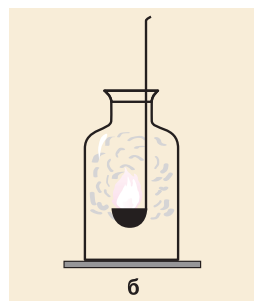
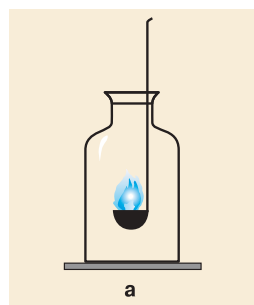
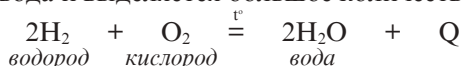


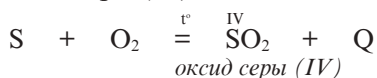
Рис. 3.10. Горение серы (а) и фосфора (б) в кислороде

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

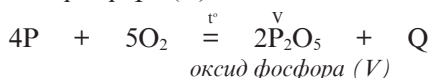


б) Взаимодействие с серой. Нагреем в железной ложечке немного серы. Сера загорится слабым голубоватым пламенем. Опустим ложечку с горящей серой в сосуд с кислородом (рис. 3.10,а). Горение серы усилится и появится ярко-голубое пламя.

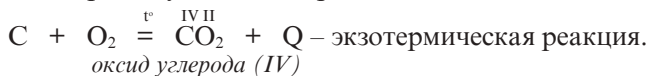
В сосуде образуется бесцветный газ с резким раздражающим запахом – оксид серы (IV) SO_2 :



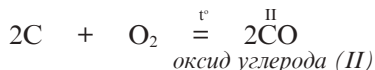
в) Взаимодействие с фосфором. Возьмем в железную ложечку немного фосфора и нагреем. Фосфор загорается. Внесем горящий фосфор (рис. 3.10,б) в банку с кислородом – горение усилится и банка быстро заполнится густым белым дымом – оксидом фосфора (V):



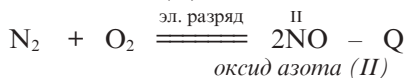
г) Взаимодействие с углеродом. Если раскалим в пламени спиртовки уголек, заметим, что он не горит, а только тлеет. Внесем тлеющий уголек в банку с кислородом (рис. 3.11). Он раскаляется добела и быстро сгорает без пламени с выделением тепла. Нальем в сосуд известковую воду – она заметно помутнеет. Значит, 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):



3.5.3. 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, Cu).

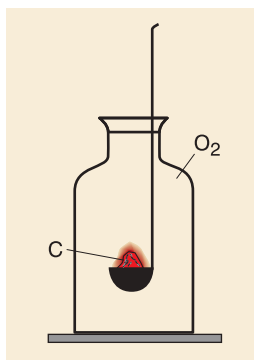
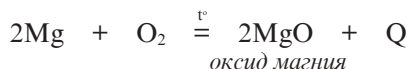


Рис. 3.11. Горение угля в кислороде

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

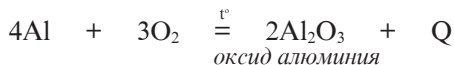
Обычно для возникновения реакции требуется нагревание, а далее реакции идут самопроизвольно с выделением света или тепла.

а) Взаимодействие с магнием и кальцием. Магний и в воздухе сгорает ослепительным пламенем (рис. 3.12.), а если зажженную магниевую ленту опустить в сосуд с кислородом, яркость пламени усилится. В результате реакции образуется белый порошок оксида магния:

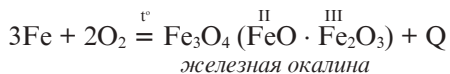


Кальций имеет много общего с магнием, потому что, как и магний, находится в главной подгруппе II группы Периодической системы химических элементов. Кальций химически более активен, чем магний, и может самовоспламеняться на воздухе. Поэтому его хранят в закрытых сосудах под слоем керосина.

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:

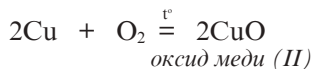


в) Взаимодействие с железом и медью. Если на конец железной иглы насадить маленький кусочек плотного дерева, поджечь его и внести в сосуд с кислородом, дерево сгорает, а затем загорается железо. Оно горит без пламени, разбрасывая яркие искры раскаленной железной окалины:



Лучше провести опыт, как показано на рис. 3.13. 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):



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.

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

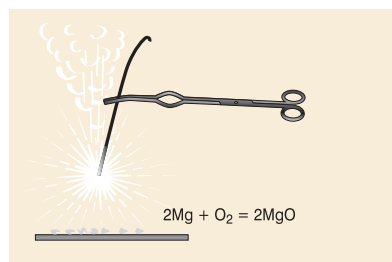


Рис. 3.12. Горение магния в кислороде

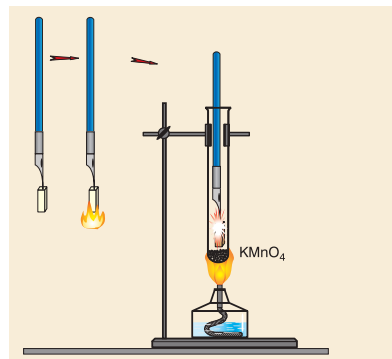


Рис. 3.13. Горение железа в кислороде

Все неорганические соединения делятся на классы. Мы познакомились с первым классом неорганических соединений – классом оксидов.

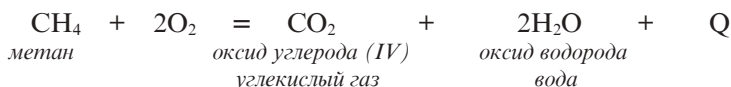
Описанные опыты показывают, что в кислороде вещества горят сильнее, чем на воздухе.



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.

3.5.4. Взаимодействие кислорода со сложными веществами

а) Горение природного газа. В горелке газовой плиты у нас дома ежедневно сгорает природный газ метан CH_4 :



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

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



Эта реакция проста только на первый взгляд. Это уравнение объединяет примерно 20 химических реакций с участием 22 живых катализаторов – ферментов. В результате выделяется много энергии. Все мы любим сладкое. И совсем не случайно. В сладостях содержится глюкоза, она “окисляется” в нашем организме и дает нам энергию и силу.

1. Закончи уравнения реакций, расставь коэффициенты:

- | | | |
|--|--|---|
| а) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow ? + Q$ | г) $\text{N}_2 + ? \rightarrow \text{NO} - Q$ | ж) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow ?$ |
| б) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow ?$ | д) $\text{Mg} + ? \rightarrow \text{MgO}$ | з) $\text{Cu} + ? \rightarrow \text{CuO}$ |
| в) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow ?$ | е) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$ | |

Назови продукты реакций. Обозначь тепловые эффекты реакций. Прочти уравнения реакций.

*Предположи, почему реакция (г) идет с поглощением тепла?

2. Закончи уравнения реакций, подбери коэффициенты:

- | | |
|---|--|
| а) $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SO}_2 + Q$ | е) $\text{CH}_4 + ? \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$ |
| б) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} ? + \text{O}_2$ | ж) $\text{N}_2 + ? \xrightarrow{\text{эл. разряд}} \text{NO} - Q$ |
| в) $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} ? + \text{O}_2 - Q$ | *з) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + Q$ |
| *г) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ [\text{V}_2\text{O}_5]} \text{SO}_3 + Q$ | и) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 - Q$ |
| д) $\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} ? + \text{O}_2 - Q$ | к) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$ |

Выбери реакции окисления.



3. Укажи катализаторы в п. 2.
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. Вычисли массу кислорода.
6. Вычисли количество вещества магния, необходимого для получения оксида магния количеством вещества 0,5 моль. Какова масса магния и оксида магния?
7. Вычисли количество вещества оксида фосфора (V), который получается при сгорании фосфора количеством вещества 0,4 моль.



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, которые столкнулись с Землей со времен Тунгусского метеорита (1908 год). Его начальная масса достигала 10 тысяч тонн, но только около 10% долетело до Земли со скоростью 18 км/с (какова скорость в км/час?).

Ученые исследовали химический состав куска упавшего метеорита для установления его природы и причин его падения (как известно, небесные тела сгорают полностью, достигнув атмосферы Земли).

В результате исследований было установлено, что метеорит, имеющий возраст более 30 млн. лет, представляет собой огромный кусок льда (H_2O), в котором рассеяны различные компоненты: металлы (Fe, Ni), оксиды, сульфиды (FeS , NiS), силикаты железа, магния, кальция и др. Ожидается, что результаты исследований позволят реконструировать ранние этапы развития Солнечной системы.



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

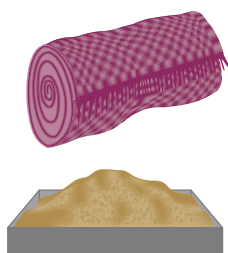
Фрагмент Челябинского метеорита

3.6. 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 дерева и серы – это $270^{\circ}C$, для угля – $350^{\circ}C$, а для красного фосфора – $400^{\circ}C$.

Рис. 3.14. Что ты выберешь, чтобы спасти человеку жизнь: одеяло, песок, воду, халат?



- Чтобы вызвать горение, требуется:*
- а) нагреть вещество до температуры воспламенения;
 - б) обеспечить доступ к нему кислорода.
- Чтобы погасить пламя, надо все сделать наоборот:*
- а) охладить вещество ниже температуры воспламенения;
 - б) прекратить доступ кислорода к горящему веществу.

Огонь гасят, засыпая песком, накрывая горящее место брезентом, одеялом или тем, что окажется под рукой. Действовать нужно быстро и решительно. Водой тушат то, что смачивается ею, например древесину, уголь и др. 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.

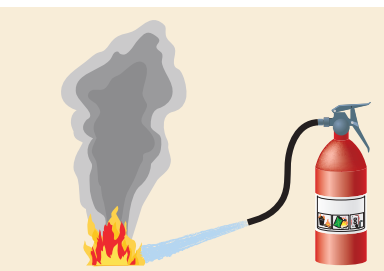


Рис. 3.15. Почему вода и углекислый газ из огнетушителя могут погасить пламя?

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 огонь загорелся сам. 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. 3.15). Он заполнен под давлением пенящимися веществами, которые не поддерживают горение, например, углекислым газом. При обработке горящего места пена перекрывает доступ воздуха и огонь гаснет.

Хранение и применение легковоспламеняющихся веществ. Важно осознавать, что легковоспламеняющиеся химические вещества могут быть не только в кабинете химии (для определенных экспериментов). Они используются и в домашних условиях, и вне дома. Это в частности: бензин, нефть, горючие смеси, природный газ, красители, лаки, краски и т.д.

Чтобы горючие вещества не угрожали нашему здоровью, их необходимо хранить в безопасных условиях: в герметично закрытых металлических баллонах, в малых количествах, на холоде. На упаковке должна быть специальная маркировка: знаки опасности.

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



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 всегда этот воздух чистый. Что же загрязняет воздух? Это газы – оксиды серы (IV) и (VI) SO_2 и SO_3 , оксиды азота (II), (IV) NO и NO_2 , углерода (II) CO – угарный газ, H_2S – сероводород, а также частички сажи, пыли. Главные источники загрязнения воздуха те, которые сжигают топливо – уголь, нефть, бензин. Это, в первую очередь, транспорт, а затем тепловые электростанции и промышленные предприятия. Загрязнение воздуха происходит также за счет природных явлений, например при извержении вулканов. Избыток углекислого газа в воздухе также загрязняет его. Вот почему надо периодически проветривать жилые и рабочие помещения.

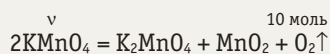


Рис. 3.16. Спирометр – аппарат для измерения объема вдыхаемого воздуха в легких



Рис. 3.17. Источники загрязнения атмосферы нашей планеты: самолеты, заводы, автомобили, вулканы

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 это называется: 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. На основе схемы составь и реши задачу:



Вычисли массу перманганата калия.



3.7. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе



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

Кислород – окислитель. Он поддерживает процессы горения, медленного окисления, дыхания. На этом основано его применение. На рис. 3.18 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, сливается и образуется шов.

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 (рис. 3.18).

В двигателях самолетов топливо сгорает в кислороде воздуха. Для работы двигателей ракет, 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. 3.18. Области применения кислорода



1. Назови области применения кислорода.
2. Напиши уравнения реакции сгорания в кислороде: а) природного газа; б) ацетилена. Как называются эти реакции по тепловому эффекту? Где они применяются?
3. Выбери, в каких случаях речь идет о простом веществе – кислороде (1) и химическом элементе – кислороде (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) на Земле происходит вечный круговорот кислорода.
4. Расставь коэффициенты в уравнениях реакций и укажи области их применения:

а) $C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + Q$ ацетилен	б) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + Q$ метан
---	--



Работа в группе

1. Объясните круговорот кислорода в природе.
2. 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°C	д) Резка и сварка металлов

3.8. Вычисления по химическим уравнениям

Научимся проводить вычисление массы одного из веществ, участвующих в реакции, по известному количеству другого вещества. При решении задач надо следить, чтобы все величины были выражены в одинаковых единицах, например, масса в граммах для всех веществ. Тогда единицы измерения можно сокращать, как числа.

Задача 1.

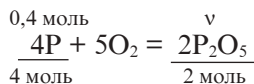
В реакцию соединения с кислородом вступает фосфор количеством вещества 0,4 моль. Вычисли массу образовавшегося оксида фосфора (V).

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.

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

Дано:

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

I способ

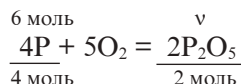
Решение:

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

$$m = M \cdot \nu$$

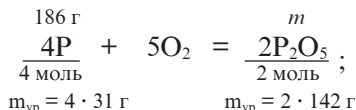
$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142;$$

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

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

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 $m(\text{P}_2\text{O}_5)$:

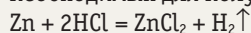
$$\frac{186 \text{ г}}{4 \cdot 31 \text{ г}} = \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \cdot 142 \text{ г}}; \quad m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{186 \cdot 2 \cdot 142 \text{ г}}{4 \cdot 31} = 426 \text{ г.}$$

1. Вычисли количество вещества и массу фосфора, необходимого для получения оксида фосфора (V):

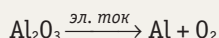
а) количеством вещества 2 моль;

б) массой 12,4 г.

2. Определи количество вещества и массу цинка и соляной кислоты, необходимых для получения водорода количеством вещества 0,5 моль:



3. Рассчитай массу алюминия, который можно получить из оксида алюминия массой 204 г по реакции:



- *4. Вычисли количество вещества и массу оксида серы (IV), который получится из пирита (FeS_2) массой 240 кг по уравнению реакции: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow$.

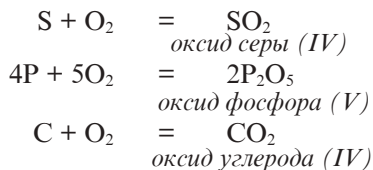


3.9.

Оксиды неметаллов – кислотные оксиды. Кислоты

Мы уже знаем, что при взаимодействии кислорода с металлами и неметаллами образуются оксиды. Все оксиды образуют определенный класс неорганических соединений – класс оксидов.

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 (рис. 3.19). В колбе, где горел фосфор и образовался белый дым P_2O_5 , через некоторое время можно заметить исчезновение белого дыма, а в осталь-

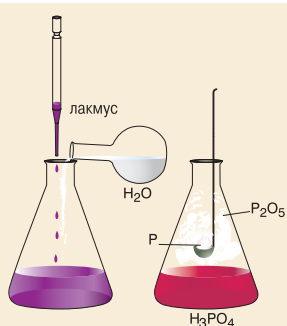


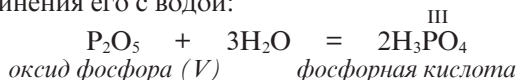
Рис. 3.19. Взаимосвязь кислотный оксид – кислота: горение фосфора в кислороде и растворение оксида фосфора (V) в воде с образованием фосфорной кислоты; окрашивание лакмуса в кислой среде

Кислотные оксиды



ных, 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:



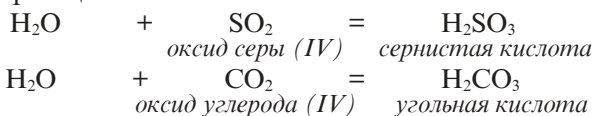
В результате получается новое вещество – фосфорная кислота (рис. 3.19).

Кислоту в растворе можно распознать с помощью специальных веществ – индикаторов. Индикатор – это латинское слово, оно означает “указатель”.

Индикаторы – это вещества, которые изменяют свой цвет под действием кислот.

Индикатор *лакмус* в воде фиолетовый, а в кислоте – красный; *метилоранж* в воде оранжевый, а в кислоте – розовый.

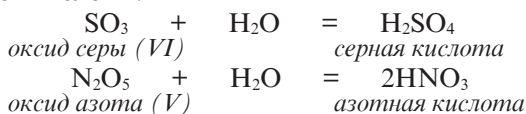
Добавим 1-2 капли раствора лакмуса во все склянки нашего опыта. Все растворы окрасятся в красный цвет. Значит, в этих опытах получились растворы кислот. Можно записать уравнения реакций:



Оксиды, которым соответствуют кислоты, называются кислотными оксидами.

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

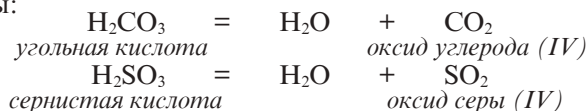
Им соответствуют кислоты H_3PO_4 , H_2SO_3 и H_2CO_3 . Также оксиды SO_3 , N_2O_5 (высшие оксиды) взаимодействуют с водой и образуют кислоты:



Однако не все кислотные оксиды реагируют с водой. Вы знаете, что песок не взаимодействует с водой. Запомним, что основное вещество песка – это оксид кремния (IV) SiO_2 . Но это тоже кислотный оксид, так как ему соответствует кислота H_2SiO_3 – это кремниевая кислота, не растворимая в воде. Позже вы узнаете, как ее можно получить. А сейчас для нас важно, что при ее разложении получается оксид кремния (IV), что указывает на связь кислотного оксида и кислоты:



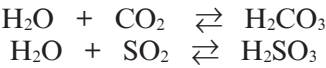
Легко разлагаются на оксид и воду и некоторые другие кислоты:



Угльная кислота образуется в газированной воде, но ее очень мало, потому что ее молекулы непрочные и легко разлагаются.

Реакции, которые идут одновременно в одном и том же месте в двух противоположных направлениях, называются обратимыми.

Знак равенства при этом заменяется знаком обратимости $\rightleftharpoons$. Можно записать:



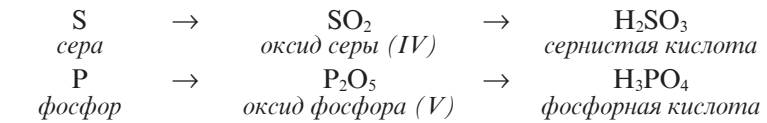
А разложение кремниевой кислоты – это необратимая реакция, она идет только в одном направлении.

Запишем кислотные оксиды и соответствующие им кислоты, с которыми мы познакомились (табл. 3.1):

Таблица 3.1. Кислотные оксиды и соответствующие им кислоты

Кислотные оксиды		Кислоты	
Название	Формула	Формула	Название
Оксид серы (IV)	SO ₂	H ₂ SO ₃	Сернистая кислота
Оксид серы (VI)	SO ₃	H ₂ SO ₄	Серная кислота
Оксид фосфора (V)	P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄	Фосфорная кислота
Оксид азота (V)	N ₂ O ₅	HNO ₃	Азотная кислота
Оксид углерода (IV)	CO ₂	H ₂ CO ₃	Угльная кислота
Оксид кремния (IV)	SiO ₂	H ₂ SiO ₃	Кремниевая кислота

Генетический ряд неметаллов. На основании вышеизложенного можно 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*.

Кислоты. Большинство кислот – это жидкие вещества, растворимые в воде, и только некоторые, например кремниевая, – твердые вещества, нерастворимые в воде.

Рассмотрим *состав кислот* из таблицы 3.1. У всех кислот в молекулах есть *общая часть* – один или несколько атомов водорода. Общая часть состава – атомы водорода – определяют *общие свойства кислот*:

1. Все кислоты, растворимые в воде, имеют кислый вкус.
2. Все кислоты, растворимые в воде, одинаково изменяют окраску одного и того же индикатора. Нерастворимые кислоты не проявляют таких свойств.

Проанализируй уравнения реакций на стр. 51-53 и определи тип каждой реакции.

Окраска индикаторов в кислой и нейтральной среде

Индикатор	Кислая	Нейтральная (вода)
Лакмус	красный	фиолетовый
Метилоранж	розовый	оранжевый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный

В состав молекул кислот, кроме атомов водорода, входит особенная часть – та, что остается, если из молекулы кислоты убрать атомы водорода. Эта часть так и называется “кислотный остаток”. Кислотные остатки имеют определенный состав и валентность (таб. 3.2). Например, в молекуле серной кислоты есть два атома водорода и кислотный остаток SO_4 . Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода, связанных с ним, поэтому группа атомов SO_4 (из H_2SO_4) имеет валентность II, остаток NO_3 , (из кислоты HNO_3) – валентность I, а PO_4 (из H_3PO_4) – валентность III.

Таблица 3.2. Название и валентность кислотных остатков

Кислоты		Кислотные остатки	
Название	Формула	Формула	Название
Азотная	HNO_3	$\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$	Нитрат
Сернистая	H_2SO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$	Сульфит
Серная	H_2SO_4	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	Сульфат
Угльная	H_2CO_3	$\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$	Карбонат
Кремниевая	H_2SiO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SiO}_3}$	Силикат
Фосфорная	H_3PO_4	$\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$	Фосфат

Из таблицы 3.2 видно, что в состав этих кислотных остатков входят атомы кислорода, поэтому все эти кислоты называются *кислородсодержащими*.

Примечание: позже мы познакомимся с кислотами, в молекулах которых в кислотном остатке нет кислорода (бескислородные кислоты).

Теперь можно дать определение кислотам:

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

Кислоты – это еще один класс неорганических соединений. Теперь нам известно два класса, связанных между собой: кислотные оксиды и кислоты.

Разберемся, почему названия одних кислот заканчиваются на *-ная(-вая)*, а других на *-истая* (таблицы 3.1, 3.2).

Если кислота образуется при взаимодействии воды с высшим оксидом (например SO_3), то название кислоты заканчивается на *-ная* или *-вая* (серная кислота H_2SO_4 , кремниевая кислота H_2SiO_3). Если кислота образуется при взаимодействии воды с другим оксидом, в котором валентность элемента ниже максимальной (например SO_2), то название кислоты заканчивается на *-истая* (сернистая кислота H_2SO_3).

1. Объясни, какие оксиды называются кислотными. Приведи примеры.
2. Укажи, какие из перечисленных кислотных оксидов взаимодействуют с водой: SO_2 , CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , N_2O_5 .
Напиши соответствующие уравнения реакций и назови продукты.

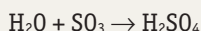
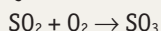
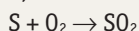
- Какие вещества получаются при нагревании кремниевой кислоты? Напиши уравнение реакции.
- Дай определение кислотам. Приведи примеры. Что общего в составе кислот?
- В какой цвет окрашиваются в растворах кислот индикаторы: лакмус, метилоранж, фенолфталеин?

- Выбери высшие кислотные оксиды элементов и соответствующие им кислоты:

- | | | | |
|-------------------------------|-------------------------------|----------------------------|-------------------------------|
| * (1) Cl_2O_7 | а) H_2SO_4 | (6) CO_2 | е) H_2SO_3 |
| (2) SO_3 | б) H_3PO_4 | (7) SO_2 | ж) H_2SiO_3 |
| (3) P_2O_5 | * в) H_2SeO_4 | (8) N_2O_5 | * з) H_2SeO_3 |
| (4) SiO_2 | г) HNO_3 | * (9) SeO_2 | * и) HClO_4 |
| * (5) SeO_3 | д) H_2CO_3 | | |

Расположи эти пары по номерам групп Периодической системы, в которых находится центральный элемент из молекулы кислоты.

- Для указанных в задании 6 пар напиши там, где возможно, уравнения реакций взаимодействия оксидов с водой.
- Вычисли массу серной кислоты, которая образуется из оксида серы (VI) массой 8 г.
- Вычисли массу серной кислоты, которую можно получить из серы: а) количеством 2 моль; б) массой 16 г, по следующим схемам реакций:



Уравняй реакции и укажи их тип.



Работа в группе

- Напишите уравнения реакций для следующих генетических цепочек превращений:
а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2$ б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$ в) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- Представьте с помощью диаграммы Венна сходство и различие между оксидами SO_2 и SO_3 .

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Действие растворов кислородсодержащих кислот на индикаторы

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).



Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками,
- растворы кислот HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 ,
- растворы индикаторов: лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина,
- склянка с водой.

- Начертите в тетради табл. 3.3.

Таблица 3.3. Окраска индикаторов в растворах кислот

Вещества Индикаторы	H_2O	Кислоты			Выводы
		H_2SO_4	H_3PO_4	HNO_3	
Лакмус					
Метилоранж					
Фенолфталеин					

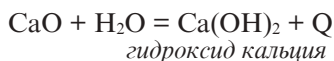
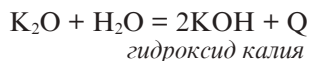
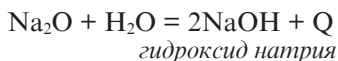
2. Возьмите четыре пробирки. В первую налейте ~1 мл воды, в остальные три – по 1 мл растворов кислот: серной H_2SO_4 , фосфорной H_3PO_4 и азотной HNO_3 . В каждую пробирку добавьте по 1-2 капли раствора лакмуса. Как изменилась окраска индикатора? Запишите в таблицу цвет лакмуса в растворах каждой из этих кислот. Сделайте выводы по образцу:
"Кислоты окрашивают лакмус в красный цвет".
3. Повторите опыт с другими индикаторами. Сделайте выводы.
4. Приведите в порядок рабочее место. Вымойте посуду.

3.10. Оксиды металлов – основные оксиды. Основания

Вспомним опыт взаимодействия металлов с кислородом (рис. 3.12 и 3.13).

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 гидроксиды ["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 основными оксидами.

Оксиду, взаимодействующему с водой, соответствует растворимое основание – **щелочь** (табл. 3.4).

Таким образом NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – это щелочи.

В таблице 3.4 представлены некоторые основные оксиды и соответствующие им щелочи.



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

Таблица 3.4. Основные оксиды и соответствующие им растворимые основания – щелочи

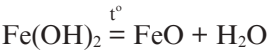
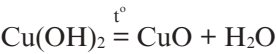
Основные оксиды		Растворимые основания – щелочи	
Название	Формула	Формула	Название
*Оксид лития	Li ₂ O	LiOH	Гидроксид лития
Оксид натрия	Na ₂ O	NaOH	Гидроксид натрия
Оксид калия	K ₂ O	KOH	Гидроксид калия
Оксид кальция	CaO	Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция
Оксид бария	BaO	Ba(OH) ₂	Гидроксид бария

Как видим, элементы главных подгрупп I и II групп образуют оксиды, взаимодействующие с водой и растворимые (или малорастворимые) в воде основания (см. таблицу растворимости в приложении). Все остальные металлы (за некоторыми исключениями) образуют оксиды, не взаимодействующие с водой. Однако им тоже соответствуют основания, но нерастворимые в воде. Например:

оксид меди (II) CuO – Cu(OH)₂ – *гидроксид меди (II)*.

оксид железа (II) FeO – Fe(OH)₂ – *гидроксид железа (II)*.

Как получаются эти основания, мы узнаем позже. Связь между этими оксидами и основаниями подтверждает реакция разложения нерастворимых оснований при нагревании:



Растворимые основания – щелочи не разлагаются при нагревании.

В состав всех оснований входит одновалентная гидроксильная группа OH⁻. Она определяет все общие свойства оснований.

Одно из общих свойств щелочей – это их действие на индикаторы. Так, если добавить к раствору щелочи Ca(OH)₂, KOH или NaOH каплю фенолфталеина, раствор становится малиновым, если лакмуса – то синим, метилоранжа – желтым.

Генетический ряд металлов. Обобщив все изученное, можем сказать, что между металлом, оксидом металла (основным оксидом) и основанием (гидроксидом) есть родственная (генетическая) связь. Например:



металл → основной оксид → основание
Генетический ряд металлов

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ	
I	II
1 H водород 1,008	
3 Li литий 6,939	4 Be бериллий 9,012
11 Na натрий 22,990	12 Mg магний 24,312
19 K калий 39,10	20 Ca кальций 40,08
Cu медь 63,55	Zn цинк 65,39
37 Rb рубидий 85,47	38 Sr стронций 87,62
Ag серебро 107,87	Cd кадмий 112,41
55 Cs цезий 132,91	56 Ba барий 137,33
Au золото 196,97	Hg ртуть 200,59

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

Рис. 3.20. Окраска индикаторов в кислой, нейтральной, щелочной среде



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Действие растворов щелочей на индикаторы

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками, лакмуса,
- растворы NaOH, KOH, Ca(OH)₂, • сосуд с водой.
- фенолфталеина, метилоранжа,

1. Начертите в тетради табл. 3.5.

Таблица 3.5. Окраска индикаторов в растворах щелочей

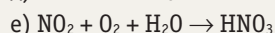
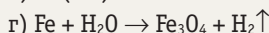
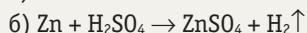
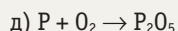
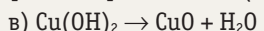
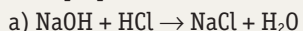
Вещества Индикатор	H ₂ O	Щелочи			Выводы
		NaOH	KOH	Ca(OH) ₂	
Фенолфталеин					
Метилоранж					
Лакмус					

2. Возьмите четыре пробирки. В первую налейте ~1 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".
3. Повторите опыт с другими индикаторами – метилоранжем и лакмусом.
4. Сравните окраску индикаторов в растворах щелочей и кислот (из лаб. опыта № 2). Сделайте вывод.
5. Приведите в порядок рабочее место. Вымойте посуду.

1. Объясни, какие оксиды называются основными. Приведи примеры.
2. Укажи оксиды металлов, которые реагируют с водой. Напиши формулы оксидов и уравнения реакций их взаимодействия с водой. Укажи тип реакции. Как называются продукты этих реакций? Растворяются ли они в воде?
3. Что общего в составе оснований? Дай определение основаниям.
4. Напиши формулы оснований, соответствующих оксидам CuO, FeO, Fe₂O₃. Растворимы они в воде или нет? Как они называются?
5. Напиши уравнения реакций разложения гидроксида меди (II) и гидроксида железа (II).
6. Осуществи превращения (напиши уравнения реакций): Ca → CaO → Ca(OH)₂. Как называется такая взаимосвязь между родственными веществами?
7. Вычисли количество вещества и массу гидроксида кальция (гашеной извести), образующегося при взаимодействии оксида кальция (негашеной извести) массой 5,6 кг с водой.
8. Вычисли массу оксида алюминия, который образуется при нагревании гидроксида алюминия массой 7,8 г.



9. Выбери реакции соединения (1) и реакции разложения (2):



Расставь коэффициенты. Укажи оксиды и их характер.



Работа в группе

1. Из перечисленных ниже оксидов выберите те, которые реагируют с водой:

а) FeO; б) Li₂O; в) ZnO; г) CaO; д) CuO; е) Na₂O; ж) K₂O; з) Ag₂O; и) BaO.

Определите валентность элементов в них. Напишите уравнения реакций, назовите продукты.

2. Из приведенных ниже оснований выберите щелочи:

а) Ca(OH)₂; б) Cu(OH)₂; в) Fe(OH)₂; г) KOH; д) Fe(OH)₃; е) NaOH; ж) Al(OH)₃.

3. Из приведенных ниже оснований выберите нерастворимые основания:

а) Ca(OH)₂; б) Cu(OH)₂; в) Fe(OH)₂; г) KOH; д) Fe(OH)₃; е) NaOH; ж) Al(OH)₃.

Напишите уравнения реакций разложения этих оснований при нагревании.

4. Представьте с помощью диаграммы Венна сходство и различие между:

а) кислотными и основными оксидами;

б) кислотами и основаниями;

в) щелочами и нерастворимыми основаниями.

ИТОГОВОЕ ОЦЕНИВАНИЕ по теме "Кислород"

I. Зная, что атом кислорода имеет: $Z = 8$, $A_r = 16$, определи число протонов N_p и число электронов N_e . Выбери и обведи кружочком правильный ответ:

а) $N_p = 20$

б) $N_p = 8$

в) $N_p = 16$

$N_e = 18$

$N_e = 8$

$N_e = 16$

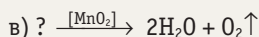
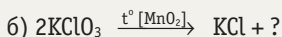
II. Кислород как простое вещество содержится в:

а) минералах;

б) оксиде углерода (IV);

в) воздухе.

III. Вставь пропущенные формулы и коэффициенты:



IV. Кислород:

а) тяжелее воздуха;

г) нерастворим в воде;

ж) без вкуса;

б) без запаха;

д) легче воздуха;

з) без цвета.

в) сладкий на вкус;

е) малорастворим в воде;

V. В каком столбце находятся только оксиды?

а) H_3PO_4

б) CaO

в) Cl_2O_7

H_2O

MgO

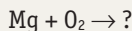
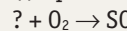
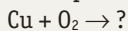
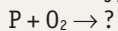
SO_2

P_2O_5

CO_2

KMnO_4

VI. Закончи уравнения реакций, подбери коэффициенты:



VII. Масса кислорода, необходимого для сжигания фосфора количеством вещества 2 моль, равна:

а) 80 г;

б) 160 г;

в) 40 г;

г) 120 г.

VIII. При сгорании ацетилена C_2H_2 в воздухе образуется:

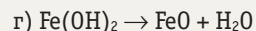
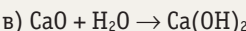
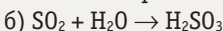
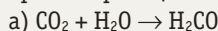
а) H_2CO_3 ;

б) CO_2 и H_2O ;

в) H_2O ;

г) CO_2 .

IX. Уравняй реакции. Какие из них обратимые?



3.11. Водород – элемент Вселенной

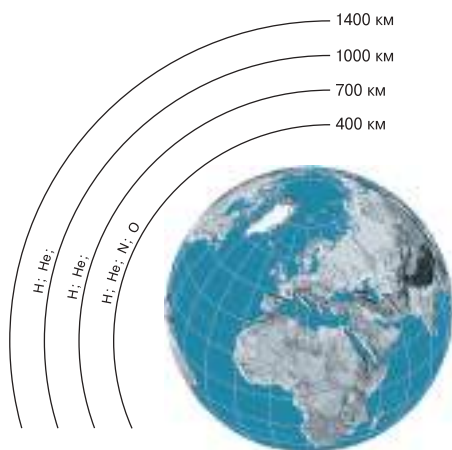


Рис. 3.21. Распространение водорода в атмосфере

3.11.1. Нахождение в природе и значение водорода

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. 3.21.), 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. 3.3) массовая доля водорода 10% (в составе воды и органических веществ).

3.11.2. Водород – химический элемент

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

1. *Химический знак* Н.

2. *Относительная атомная масса* $A_r(H)=1,008(\approx 1)$. Водород – самый легкий химический элемент.

3. *Положение в Периодической системе:*

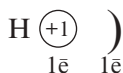
порядковый номер – 1, I период, главная подгруппа I группы и главная подгруппа VII группы. Водород, расположен в I группе, потому что, как и щелочные металлы, он имеет один валентный электрон, который может отдавать атомам других элементов. Также он расположен и в VII группе, так как подобно галогенами 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.



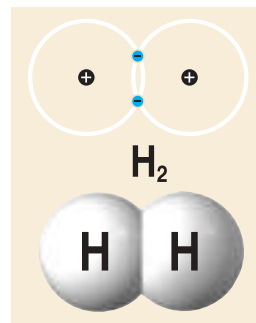
I	VII
1 H ВОДОРОД 1,008	(H)
3 Li ЛИТИЙ 6,939	9 F ФТОР 18,998
11 Na НАТРИЙ 22,990	17 Cl ХЛОР 35,453
19 K КАЛИЙ 39,10	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,94
Cu 29 МЕДЬ 63,55	35 Br БРОМ 79,90
37 Rb РУБИДИЙ 85,47	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ 98,91


$$\text{H}:\text{H} \qquad \text{H}:\ddot{\text{Cl}}: \qquad \text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$$

3.11.3. Водород – простое вещество

$$\text{H} : \text{H}, \quad \text{или} \quad \text{H} - \text{H}$$

Водород – это самое легкое простое вещество.



-



1. Рассмотрите рис. 3.2 и 3.3 и скажите, в каком количестве и где водород встречается в природе.

2. Составьте формулы веществ по валентности:

- а) $\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{II}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}_4}$; $\overset{\text{II}}{\text{Zn}}\overset{\text{II}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}_4}$; $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}_4}$; $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}_4}$ б) $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\text{H}$; $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\text{O}$; $\overset{\text{III}}{\text{N}}\text{H}$; $\overset{\text{III}}{\text{P}}\text{H}$
 в) $\overset{\text{I}}{\text{H}}\text{Cl}$; $\overset{\text{I}}{\text{H}}\text{Br}$; $\overset{\text{I}}{\text{H}}\text{I}$; $\overset{\text{II}}{\text{H}}\text{S}$ г) $\overset{\text{III}}{\text{H}}\text{P}\overset{\text{III}}{\text{O}_4}$; $\overset{\text{III}}{\text{Na}}\text{P}\overset{\text{III}}{\text{O}_4}$; $\overset{\text{III}}{\text{Ca}}\text{P}\overset{\text{III}}{\text{O}_4}$

3. Из п. 2 выберите кислоты и вычислите их относительные молекулярные массы.

3.12.

Получение и физические свойства водорода



Генри Кавендиш
(1731-1810)

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

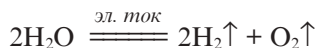
В 1766 г. английский ученый Генри Кавендиш впервые в результате реакции металла с кислотой получил газ. Изучая его свойства, ученый выяснил, что полученный газ легко загорается, и назвал его «горючий воздух». В 1787 г французский химик Антуан Лавуазье установил, что «горючий воздух» Кавендиша взаимодействует 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.

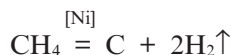
13.12.1. Получение водорода в промышленности

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:



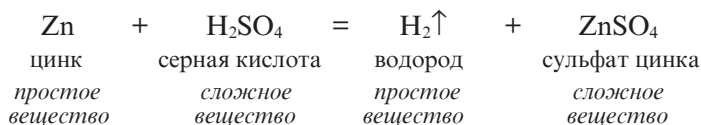
В другом промышленном способе получения водорода в качестве сырья используется природный газ. Он содержит до 98% метана CH_4 . При нагревании метана в присутствии железного или никелевого катализатора образуется водород:



3.12.2. Получение водорода в лаборатории

В лабораторных условиях водород можно получить при электролизе водных растворов (щелочей или кислот). Но наи-

более доступным методом является *взаимодействие металлов с кислотами*. Например, при добавлении к цинку раствора разбавленной серной кислоты происходит реакция с выделением бесцветного газа:



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 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 (Fe, Mg, Al), а вместо серной кислоты – другую кислоту (H_3PO_4 , 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. 3.22.) или в специальной пробирке для получения малых объемов газов.

3.12.3. 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. 3.23). 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, а также вытеснением воздуха (рис. 3.22.).

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* ("ппах"!)." Чистый водород загорается с

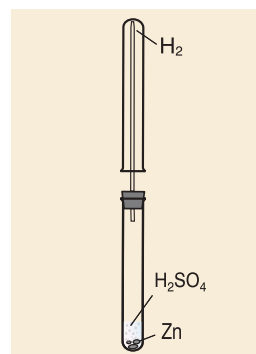


Рис. 3.22. Собираение водорода методом вытеснения воздуха

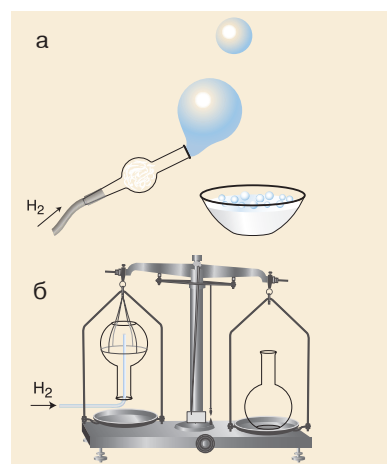
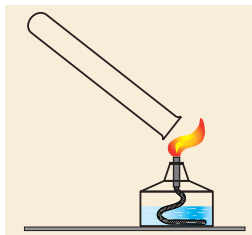


Рис. 3.23. а – мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх; б – колба с водородом легче колбы с воздухом

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



мягким хлопком, а с примесью кислорода воздуха – с резким “лающим” звуком.

Перед изучением химических свойств необходимо *проверить водород на чистоту!* Для этого пробирку наполняют водородом и поджигают (рис. 3.24.).

Рис. 3.24. Испытание водорода на чистоту

- Опиши получение водорода в: а) лаборатории; б) промышленности.
- Охарактеризуй физические свойства простого вещества водорода 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 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	Б
(1) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	а) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
(2) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$	б) $\text{C} + \text{H}_2 \uparrow$
*(3) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	в) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
(4) $\text{CH}_4 \rightarrow$	г) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

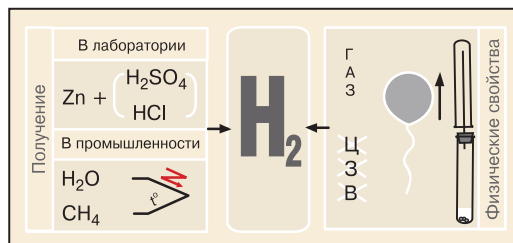
Составьте уравнения, подберите коэффициенты.

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

а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$	г) $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \uparrow$	ж) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
б) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$	д) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	з) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
в) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	е) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$	

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

- По рисунку опишите: а) физические свойства; б) получение водорода.

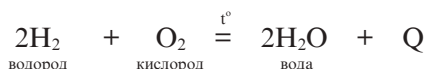


3.13. Химические свойства и применение водорода

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

3.13.1. Взаимодействие водорода с кислородом

Получим водород, как указано на *рис. 3.25*, 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 бросить 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:

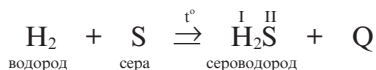


В этой реакции выделяется большое количество тепла. Температура водородно-кислородного пламени достигает 3000°C. Водород – это экологически чистое топливо. Однако он дорог, поэтому применяется как топливо пока только в космических аппаратах. В будущем моторы автомобилей будут работать на водороде. Чистый водород сгорает спокойно. Смесь водорода с кислородом взрывается. Вот почему так важно проверять водород на чистоту! Коэффициент 2 перед H_2 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.

3.13.2. Взаимодействие водорода с серой

Если впустить струю водорода в пробирку с расплавленной серой (*рис. 3.26*), то появляется запах тухлых яиц. Это запах газообразного сероводорода H_2S :



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

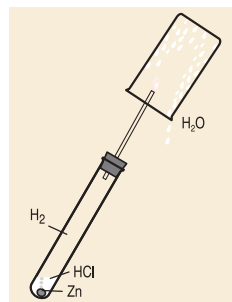


Рис. 3.25. Горение водорода.

Кто “окрестил” водород? Почему назвал именно так?

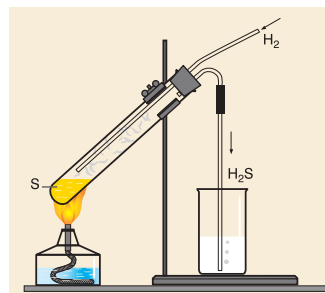
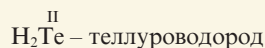
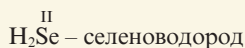
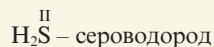
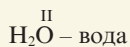


Рис. 3.26. Синтез сероводорода и растворение его в воде

Консультация

Водород образует со всеми элементами главной подгруппы VI группы летучие водородные соединения:



Общая формула водородных соединений неметаллов VI группы H_2R .

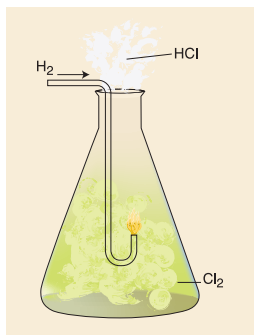
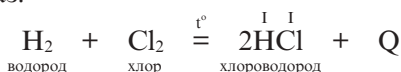


Рис. 3.27. Горение водорода в хлоре

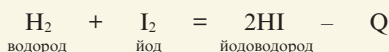
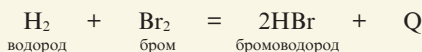
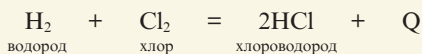
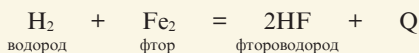
4.13.3. Взаимодействие водорода с хлором

Если трубку с горящим водородом внести в сосуд, заполненный желто-зеленым газом хлором Cl_2 (рис. 3.27), то можно наблюдать горение водорода в хлоре. Желто-зеленый цвет постепенно бледнеет и затем исчезает совсем. Водород соединяется с хлором и образуется бесцветный газ (белый дым) хлороводород (HCl), раздражающий слизистые оболочки носа, горла и глаз.

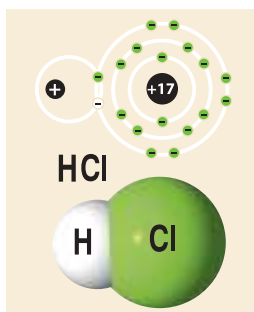


Консультация

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

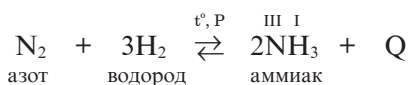


Общая формула водородных соединений неметаллов VII группы HR .

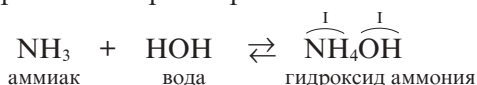


3.13.4. Взаимодействие водорода с азотом

Мы знаем, что азот – это бесцветный газ, который входит в состав воздуха. При обычных условиях он очень пассивен. Но при высоких температурах ($\sim 450\text{--}500^\circ\text{C}$), высоких давлениях (примерно в 300 раз выше атмосферного) 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:



Консультация

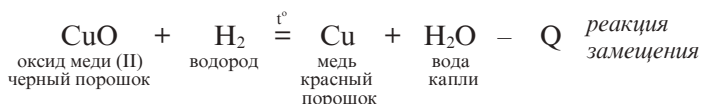
Летучее водородное соединение фосфора – фосфин PH_3 получают косвенным путем. Фосфин не взаимодействует с водой.

Таким образом, с элементами главной подгруппы V группы водород образует летучие водородные соединения: NH_3 – аммиак, PH_3 – фосфин с общей формулой RH_3 .

Неметаллические элементы главной подгруппы IV группы также образуют летучие водородные соединения: CH_4 – метан, SiH_4 – силан с общей формулой RH_4 .

3.13.5. Взаимодействие водорода со сложными веществами – некоторыми оксидами металлов

Если струю водорода пропустить через нагретую пробирку с черным порошком оксида меди, то на стенках появятся капли воды, а черный порошок покраснеет. В этом опыте можно также получить “медное зеркало” на стенках пробирки (рис. 3.28).



В реакции с оксидом меди (II) водород “забирает” кислород из CuO , восстанавливая медь. Водород используют как *восстановитель* для получения чистых металлов из их оксидов, например, железа из Fe_2O_3 . Следует отметить, что таким методом нельзя получать активные металлы главных подгрупп I и II групп и алюминий.

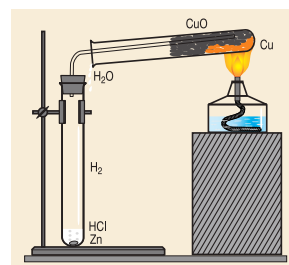


Рис. 3.28. Восстановление оксида меди водородом

Напиши уравнение реакции водорода с оксидом железа (III).

3.13.6. 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. 3.29).

Водород называют топливом будущего. Он будет применяться как экологически чистое топливо для автомобилей, так как выхлопные газы – это просто водяной пар.

Запасы нефти и газа ограничены, а запасы водорода в воде морей и океанов практически неисчерпаемы. Когда стоимость получения водорода станет одинаковой со стоимостью

бензина и газа, будет очень выгодно перейти на водородное топливо, так как решаются проблемы охраны окружающей среды, особенно сохранение чистоты воздуха.

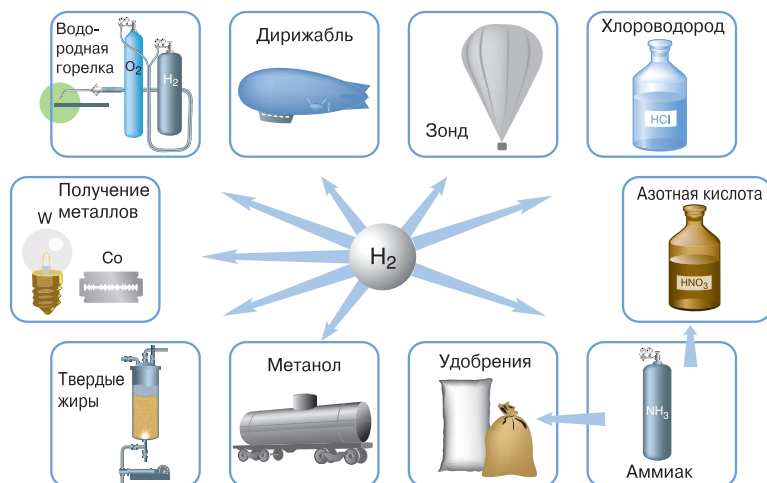


Рис. 3.29. Применение водорода

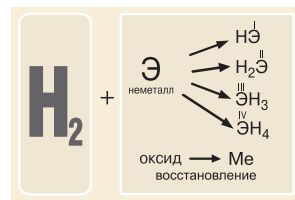
1. Напиши уравнения реакций взаимодействия водорода с: а) неметаллами (хлором, серой, азотом); б) оксидом меди (II), оксидом железа (II). Укажи тип реакции, тепловой эффект, условия возникновения и течения реакции.
2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции азота с водородом равна: а) 3, б) 4, в) 5, г) 6.
3. Области применения любого вещества определяются его свойствами. Перечисли свойства водорода, на которых основано его применение.
4. Вычисли количество вещества и массу цинка, необходимого для получения водорода, который был затрачен на восстановление 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 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 вольфрама и водорода в этой реакции.



Работа в группе

1. По рисунку охарактеризуйте химические свойства водорода:
2. Закончите уравнения реакций:

а) $\text{Zn} + \dots \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \dots$	г) $\text{H}_2 + \dots \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
б) $\dots + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$	д) $\text{CuO} + \dots \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$
в) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$	е) $\text{N}_2 + \dots \rightarrow \text{NH}_3$



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

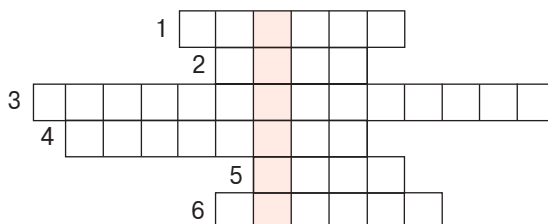
Ca S O O₂ C Al₂ Mg O₃ N Fe₂

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?

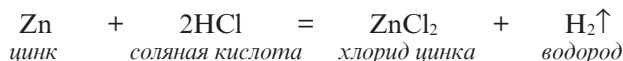
1. ...взаимодействуют с водородом с образованием чистых металлов.
2. При горении водорода в кислороде образуется...
3. ...кислоты состоят из водорода и неметалла VI или VII группы.
4. ...кислота легко разлагается на углекислый газ и воду.
5. При действии соляной кислоты на ... получают водород в лаборатории.
6. ... кислота – “хлеб” химической промышленности.



3.14. Понятие о бескислородных кислотах. Соли

3.14.1. Бескислородные кислоты

Анализируя химические свойства водорода, мы видим, что при взаимодействии водорода с галогенами образуются галогеноводороды. Также при взаимодействии водорода с серой образуется сероводород. Эти соединения водорода (HF, HCl, HBr, HI и H₂S) растворяются в воде. Водные растворы этих веществ окрашивают лакмус в красный цвет, метилоранж – в розовый. Значит, это – кислоты. Например, водный раствор хлороводорода – это хлороводородная кислота HCl, чаще ее называют *соляной кислотой*. Соляную кислоту применяют в лаборатории для получения водорода, причем чаще, чем серную. Происходит реакция замещения:



Рассмотрим далее состав кислот и их названия. Соляная кислота состоит из атома водорода и кислотного остатка – *хлорида*.

Кислотный остаток соляной кислоты – хлорид – одновалентен, состоит из одного атома хлора $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$, а кислотный остаток сероводородной кислоты H₂S двухвалентен $\overset{\text{II}}{\text{S}}$.



Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода в молекуле кислоты.

Кислоты, у которых в состав кислотных остатков не входит кислород, называются бескислородными.

Названия бескислородных кислот образуются из названия неметалла с добавлением суффикса *о* и окончания *-водородная*, а названия кислотных остатков бескислородных кислот заканчиваются суффиксом *-ид* (табл. 3.6).

Таблица 3.6. Названия некоторых бескислородных кислот и их кислотных остатков

Кислоты		Кислотные остатки	
Название	Формула	Формула и валентность	Название
Фтороводородная, или плавиковая	HF	$\begin{array}{c} \\ \text{F} \end{array}$	Фторид
Хлороводородная, или соляная	HCl	$\begin{array}{c} \\ \text{Cl} \end{array}$	Хлорид
Бромоводородная	HBr	$\begin{array}{c} \\ \text{Br} \end{array}$	Бромид
Йодоводородная	HI	$\begin{array}{c} \\ \text{I} \end{array}$	Йодид
Сероводородная	H ₂ S	$\begin{array}{c} \\ \text{S} \end{array}$	Сульфид



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Действие бескислородных кислот на индикаторы

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками,
- раствор HCl, индикаторы (фенолфталеин, метилоранж, лакмус),
- склянка с водой.

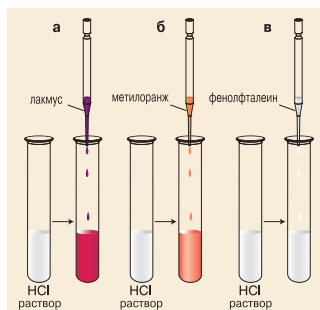


Рис. 3.30. Лабораторный опыт № 4

1. Начертите в тетради табл. 3.7.

Таблица 3.7. Окраска индикаторов в растворе соляной кислоты

$\begin{array}{c} \text{Вещества} \\ \text{Индикатор} \end{array}$	H ₂ O	HCl
Лакмус		
Метилоранж		
Фенолфталеин		

2. Возьмите две пробирки. В одну налейте ~1мл воды, а в другую ~1мл 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.

3. Повторите опыт с другими индикаторами (рис. 3.30). Сделайте выводы.

4. Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

3.14.2. Соли

При взаимодействии цинка с серной и соляной кислотами образуются новые вещества ZnSO₄ и ZnCl₂. Это представители четвертого класса неорганических соединений – класса *солей*.

Соль – это сложное вещество, состоящее из атомов металла и кислотного остатка.

По составу кислотного остатка различают соли кислородсодержащих и бескислородных кислот. Например, ZnSO_4 – соль кислородсодержащей кислоты, а ZnCl_2 – соль бескислородной кислоты.

Кислотный остаток переходит из кислоты в соль без изменения состава. Формула соли составляется по валентности с учетом того, что сложные кислотные остатки имеют общую валентность:



Название соли состоит из названия кислотного остатка в именительном падеже и названия металла в родительном падеже (таб. 3.8):

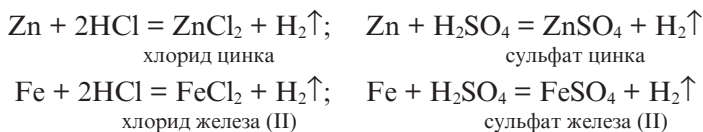
Таблица 3.8. Названия некоторых солей и их кислотных остатков

Соли		Кислотные остатки	
Формула	Название	Формула и валентность	Название
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	нитрат цинка	$\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$	нитрат
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	фосфат кальция	$\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$	фосфат
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	сульфат железа (III)	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	сульфат
ZnCl_2	хлорид цинка	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$	хлорид
Al_2S_3	сульфид алюминия	$\overset{\text{II}}{\text{S}}$	сульфид

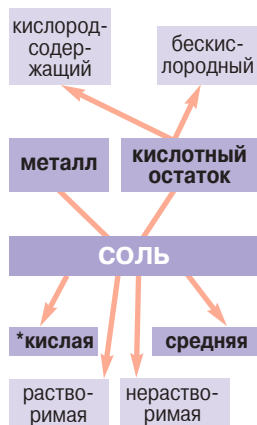
Химическая связь между металлом и кислотным остатком ионная.

Вытеснительный ряд металлов. Ранее мы выяснили, что соли образуются при взаимодействии металлов с кислотами. Однако не все металлы реагируют с кислотами одинаково. Например, при взаимодействии цинка с серной или соляной кислотой наблюдается бурное выделение газа водорода. Железо также реагирует с этими кислотами, однако реакция идет намного медленнее. Следовательно, железо – менее активный металл по сравнению с цинком.

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



При обработке меди раствором соляной или серной кислоты водород не выделяется, реакция не идет. Следовательно, медь – малоактивный металл и не вытесняет водород из растворов кислот.



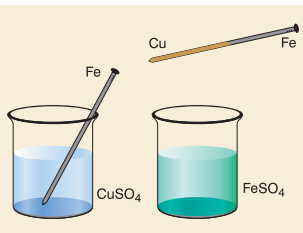


Рис. 3.31. Реакция замещения (опиши наблюдения по рисунку, придумай другую задачу по этому образцу)



В реакции замещения металл замещает водород или другой металл.

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

Вытеснительный ряд металлов

$\text{K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H) Cu, Hg, Ag, Pt, Au}$
 Вытесняют водород из кислот Не вытесняют водород из кислот

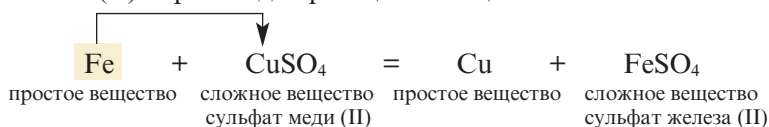
Это правило действительно для всех известных вам кислот, за исключением азотной кислоты.

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. 3.31), а раствор становится зеленоватым за счет растворения железа и превращения его в соль сульфат железа (II). Происходит реакция замещения:



Генетические ряды металлов и неметаллов. Ранее мы установили, что генетический ряд металла включает основание (стр.57), а генетический ряд неметалла - кислоту (стр.53). Теперь можно сделать вывод, что в эти ряды можно включить и соли:

металл → основной оксид → основание → соль

Например: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$

неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

Например: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Ознакомление с образцами солей

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками;
- шпатель;
- хлорид натрия;
- карбонат натрия;
- карбонат кальция;
- сосуд с водой.

Пронумеруйте три пробирки и внесите в них на кончике шпателя соли: хлорид натрия – в первую, карбонат натрия – во

вторую, карбонат кальция – в третью. Определите агрегатное состояние, цвет и запах солей. Прилейте в каждую пробирку по 2 мл воды. Перемешайте содержимое. Что наблюдаете? Какая из солей не растворяется в воде? Составьте таблицу и внесите в нее эти характеристики (по горизонтали) для каждой соли (по вертикали). Сделайте выводы.

Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

1. Какие классы неорганических соединений тебе известны? Приведи примеры.
2. Какие вещества называются а) кислотами, б) солями? Приведи примеры кислородсодержащих и бескислородных кислот и солей.
3. Составь формулы солей натрия, калия, кальция, бария, алюминия, железа (II), железа (III) с такими кислотными остатками, как:

а) нитрат $\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$;	г) сульфит $\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$;	ж) бромид $\overset{\text{I}}{\text{Br}}$;
б) карбонат $\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$;	д) фосфат $\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$;	з) йодид $\overset{\text{I}}{\text{I}}$
в) сульфат $\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$;	е) хлорид $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$;	и) сульфид $\overset{\text{II}}{\text{S}}$.



Назови все соли. Учти, что карбонаты железа (III) и алюминия, а также сульфид железа (III) не существуют, поэтому их формулы составлять не требуется.

4. Назови соли металлов с переменной валентностью:

а) CuCl ;	б) FeBr_2 ;	в) CuSO_4 ;	г) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
--------------------	----------------------	----------------------	---------------------------------
5. Составь формулы солей по названиям:

а) хлорид меди (II);	б) хлорид железа (III);	в) йодид железа (II);	г) бромид меди (II).
----------------------	-------------------------	-----------------------	----------------------
6. Подбери коэффициенты в следующих реакциях:

1) $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$	3) $\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
2) $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$	4) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

 Определи, к какому типу относится каждая реакция.
7. Объясни, к какому типу химических реакций относятся следующие реакции:

а) горение водорода в воздухе;
б) взаимодействие оксида железа (III) с водородом;
в) нагревание гидроксида меди (II);
г) взаимодействие оксида кальция с водой.
8. Вычисли массу меди, которая выделяется при действии цинка массой 6,5 г на раствор сульфата меди (II) CuSO_4 .
- *9. При выдерживании цинковой пластинки в растворе сульфата железа (II) она стала легче на 0,9 г. Какова масса выделившегося железа?



Работа в группе

1. Формулы каких десяти кислот можно составить из составных частей, при условии, что они находятся рядом (слева направо или сверху вниз)?

			H						
			Cl						
		H ₂	SO ₄	H					
	H ₂	CO ₃	H ₂	NO ₃	H				
	Br		S	H ₃	PO ₄				
H		H	SO ₃	I	H	F	H		

Разделите кислоты на две группы: бескислородные и кислородсодержащие.

2. Составьте генетический ряд для металла бария и неметалла фосфора.

ИТОГОВОЕ ОЦЕНИВАНИЕ по теме „Водород“

I. Химическая связь в молекуле водорода:

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

II. В промышленности водород получают:

- а) разложением метана при высокой температуре;
- б) разложением воды при высокой температуре;
- в) разложением сероводорода при высокой температуре;
- г) взаимодействием металлов с кислотами.

III. При высокой температуре водород реагирует с обоими веществами пары:

- а) O_2 и H_2O ;
- б) O_2 и Fe_2O_3 ;
- в) N_2 и H_2O ;
- г) HCl и CuO .

IV. Только бескислородные кислоты находятся в ряду:

- а) NH_3 , $NaCl$, $Ca(OH)_2$;
- б) HNO_3 , H_2S , HCl ;
- в) HBr , H_2S , H_2Se ;
- г) H_2SO_4 , HBr , H_2Se .

V. Какие из выражений правильны:

- а) соль – это сложное вещество, которое состоит из атомов металла и кислотного остатка;
- б) химическая связь между металлом и кислотным остатком – ионная;
- в) химическая связь между металлом и кислотным остатком – металлическая;
- г) бескислородные кислоты не действуют на индикаторы.

VI. Масса соли, образовавшейся при взаимодействии цинка массой 13 г и серной кислоты, равна:

- а) 16,4 г; б) 49,5 г; в) 32,2 г; г) 40,0 г.

VII. Рассчитай количество вещества хлора, необходимого для получения хлороводорода количеством вещества 5 моль. Какова масса хлора?

VIII. Исходя из воды, получи соляную кислоту. Напиши уравнения всех реакций.

IX. Выбери схему, соответствующую генетическому ряду металла:

- а) кальций $\rightarrow$ оксид кальция $\rightarrow$ гидроксид кальция $\rightarrow$ хлорид кальция;
- б) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3$.
- в) алюминий $\rightarrow$ хлорид алюминия $\rightarrow$ гидроксид алюминия $\rightarrow$ оксид алюминия.



Сложные вещества. Основные классы неорганических соединений

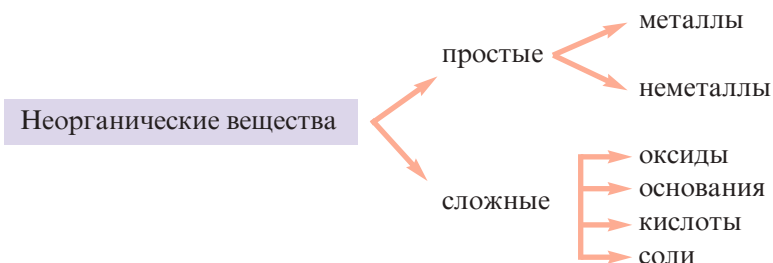
4

После изучения этой главы ты будешь способен:

- определять понятия: оксиды, кислотные оксиды, основные оксиды, кислоты, основания, соли, реакция обмена;
- классифицировать неорганические вещества по составу и растворимости;
- иллюстрировать химические свойства и получение оксидов, кислот, оснований, солей;
- составлять схему генетических связей между классами неорганических веществ;
- применять схему генетических связей неорганических веществ для определения химических свойств и методов получения оксидов, кислот, оснований, солей;
- решать задачи по определению массы вещества на основе химического уравнения, исходя из количества/массы другого вещества-участника реакции;
- экспериментально исследовать общие химические свойства кислот, оснований, солей.

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*.

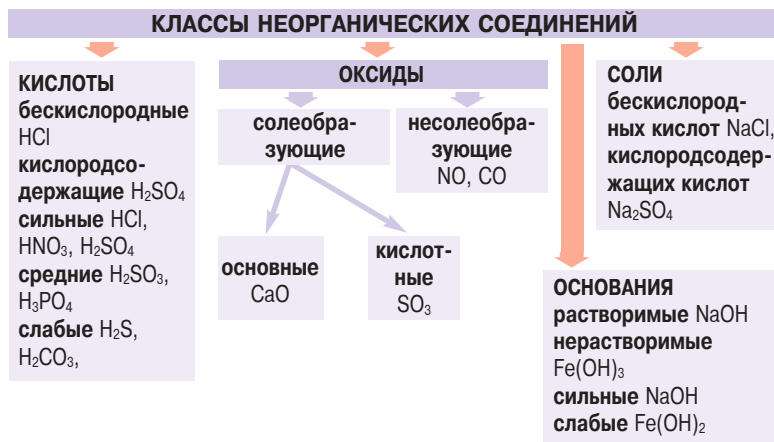
Нам известны четыре класса сложных неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания и соли (*схема 4.1*).

Каждый из этих классов имеет некоторые особенности классификации.

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

Основания делятся: а) по растворимости – на *растворимые* (щелочи) и *нерастворимые*; б) по силе – на *сильные* и *слабые*.

Схема 4.1



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*.

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

Мы познакомились также с *номенклатурой* всех четырех классов, то есть научились *называть* вещества.

Мы знаем немного о получении и химических свойствах некоторых веществ.

Химические свойства вещества проявляются в химических реакциях, в которые оно вступает. В установлении химических свойств того или иного вещества нам поможет генетическая связь между классами неорганических соединений:

Генетические ряды металла и неметалла

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

Перед нами два ряда "родственников". По своим свойствам ряды противоположны друг другу.

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).

По растворимости в воде вещества делят на *растворимые*, *нерастворимые* и *малорастворимые*.

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

4.2. Кислоты

4. 2.1. 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 пищева-

рительного 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 действием, а также применяются в качестве консервантов, замедляющих потемнение фруктов и овощей.

Большинство кислот – жидкие вещества, растворимые в воде, кроме 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 суффикс *-ид* (например, хлорид).

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

Названия кислотных остатков кислородсодержащих кислот заканчиваются на суффикс *-ат* в случае высшей валентности центрального атома (например, SO_4 – *сульфат*) и на суффикс *-ит* в случае другой валентности, ниже максимальной (например, SO_3 – *сульфит*) (таблицы 3.2 и 3.6).

Как упоминалось ранее, кислоты классифицируют и по основности – количеству атомов водорода. Так, кислоты могут быть:

одноосновными (HCl , HBr , HNO_3);

двухосновными (H_2S , H_2SO_4);

трехосновными (H_3PO_4).

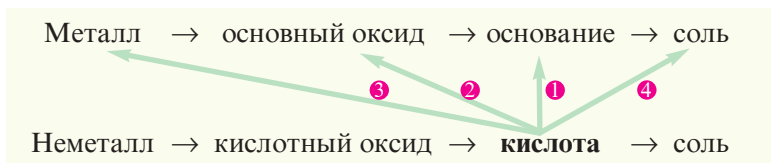
Различаются кислоты и по силе (схема 4.1.). Но эту классификацию мы подробно рассмотрим в следующей главе.

4.2.2. 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. 4.1).

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



Кислоты



Что такое индикаторы?

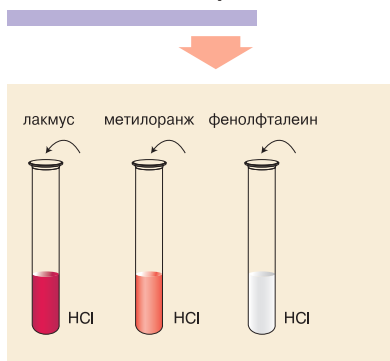


Рис. 4.1. Действие кислот на индикаторы

Сильные кислоты



Слабые кислоты



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*.

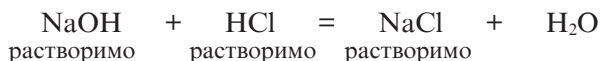
Реакция обмена – это такая химическая реакция, при которой два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

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

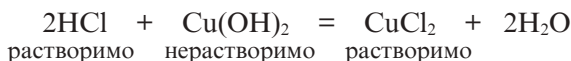
Для того, чтобы реакция обмена была осуществима (протекала до конца), необходимо, чтобы в результате реакции или выпадал осадок, или выделялся газ, или образовывалась вода (более подробно рассмотрим в следующей главе).

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

а) *Взаимодействие кислот с растворимыми основаниями – щелочами (рис. 4.2):*

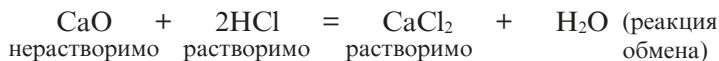


б) *Взаимодействие кислот с нерастворимыми основаниями:*



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

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:

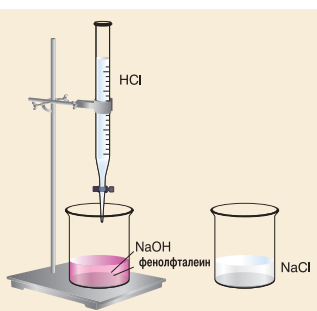


Рис. 4.2. Реакция нейтрализации



ЗАПОМНИМ!

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

K, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au
 Вытесняют водород из кислот
 Не вытесняют
 водород из кислот

Пример:

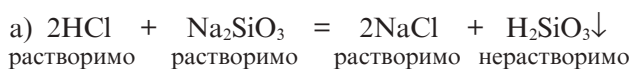


4. Взаимодействие кислот с солями. В результате реакции между кислотой и солью образуются новая кислота и новая соль.

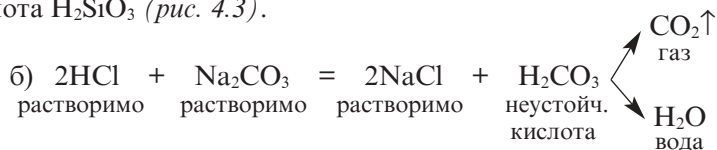
Вещества для реакции выбираем так, чтобы в результате получилось:

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

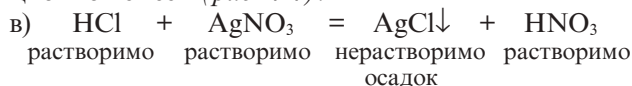
Пример:



Реакция обмена осуществима и идет до конца, так как в результате образуется нерастворимое вещество – кремниевая кислота H_2SiO_3 (рис. 4.3).



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. 4.4).



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. 4.5).

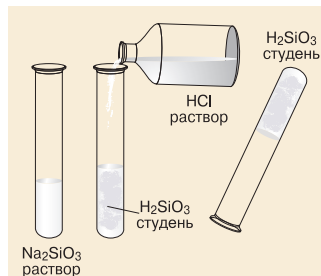


Рис. 4.3. Образование студенистого осадка кремниевой кислоты при реакции соляной кислоты с силикатом натрия

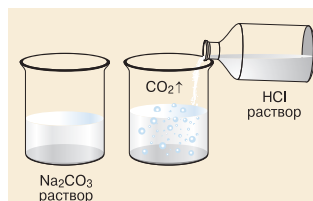


Рис. 4.4. Выделение углекислого газа при реакции соляной кислоты с карбонатом натрия

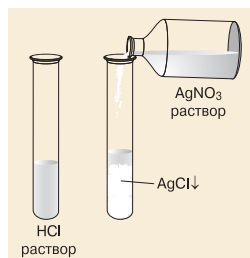


Рис. 4.5. Реакция между соляной кислотой и нитратом серебра

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

а) ? + $\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + ?$

б) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + ?$

в) ? + $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + ?$

г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + ? \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$

д) $\text{H}_2\text{SO}_4 + ? \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + ?$

е) $\text{HCl} + ? \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + ?$

Укажи тип каждой реакции.



3. По схемам генетической связи выведи свойства: а) соляной кислоты, б) серной кислоты, в) фосфорной кислоты. Напиши уравнения соответствующих реакций. Укажи типы реакций.
4. В случае кислотных отравлений применяется препарат под названием “жженная магнезия” – оксид магния MgO , который превращает кислоту в соль. Например:

$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$$
 Вычисли массу оксида магния, необходимого для нейтрализации серной кислоты массой 4,9 г.
5. Объясни, что такое реакция нейтрализации. Приведи примеры. Напиши уравнения реакций.
7. 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.
8. 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.

4.2.3. Получение кислот

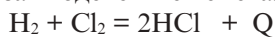
В главе 3 при изучении химических свойств кислорода и водорода мы рассмотрели некоторые способы получения кислот.

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.

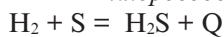
Также кислоты получают при взаимодействии их солей с другими кислотами. Рассмотрим несколько конкретных примеров получения кислот.

1. Получение бескислородных кислот

I этап. Взаимодействие неметаллов с водородом.



хлороводород



сероводород

II этап. Растворение галогеноводородов и сероводорода в воде.

2. Получение кислородсодержащих кислот

Кислородсодержащие кислоты обычно получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой.

H_2CO_3 – *угольная кислота*. Такого реактива нет ни в одной химической лаборатории, потому что H_2CO_3 очень неус-

тойчива. Мы пьем раствор угольной кислоты, когда открываем бутылку с газированной водой, которую насытили углекислым газом под давлением.

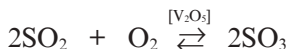
Значит, можно приготовить только разбавленный раствор угольной кислоты по реакции



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*. Она производится в промышленности в несколько стадий, из которых в двух последних происходят реакции



3. Получение кислот по реакции солей с другими кислотами.

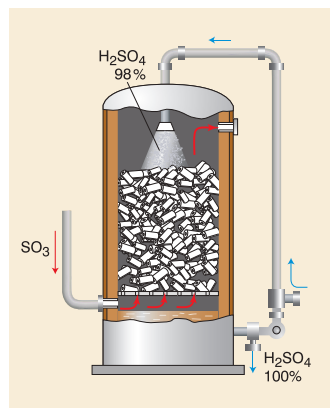
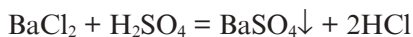
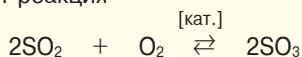


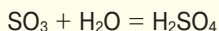
Рис. 4.6. Осуществление в промышленности реакции $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$



В природе серная и азотная кислоты – главные компоненты кислотных дождей, которые разрушают 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

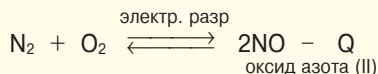


Что служит катализатором этой реакции в атмосфере, для ученых пока остается загадкой. Предполагают, что это соединения тяжелых металлов в составе атмосферной пыли. А дальше образуется серная кислота:

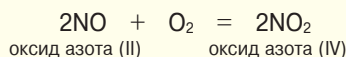


Азотная кислота в атмосфере образуется из азота воздуха, кислорода и воды.

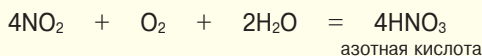
При грозовом разряде происходит реакция между азотом и кислородом



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. 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.

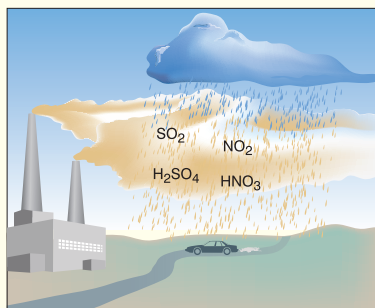
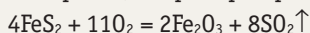


Рис. 4.7. Образование кислот в атмосфере

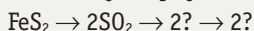
1. Составь уравнения реакций, которые происходят при попадании оксидов серы (IV) и азота (IV) на влажную слизистую оболочку носа и горла человека и животных.

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).

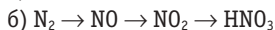
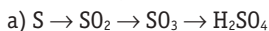
4. Познакомься с Лабиринтом знаний и объясни, как образуются кислотные дожди в природе. Какие объекты они могут повредить?

5. Вычисли количество вещества и массу фосфорной кислоты, полученной растворением в воде оксида фосфора (V) массой 14,2 г.



Работа в группе

Напишите уравнения реакций для следующих превращений:



Укажите типы реакций.



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Общие химические свойства кислот

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы 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 (порошок).

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 (~1мл) и 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.

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

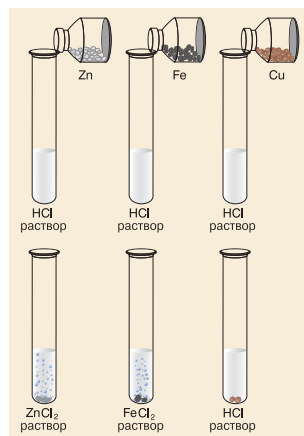


Рис. 4.8. Взаимодействие металлов с кислотами

4.3. Основания

4.3.1. Значение и классификация оснований

Основания играют важную роль в жизни человека. Гидроксид натрия NaOH применяется в производстве мыла, синтетических моющих средств, искусственных волокон. Годовое производство гидроксида натрия составляет около 30 млн. тонн. Большое количество гидроксида натрия (10 млн. тонн в

Найди больше информации о роли оснований.



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

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.

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.

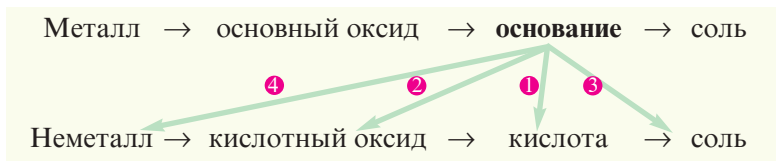
Щелочи – опасные вещества. При неправильном использовании они вызывают химические ожоги, заживающие с большим трудом. Например, всем известная гашеная известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при попадании обжигает глаза и разъедает кожу.

4.3.2. 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:

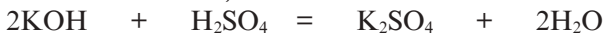


Запомним следующее: все основания (растворимые и нерастворимые) взаимодействуют с кислотами (1). Остальные реакции: (2) с кислотными оксидами; (3) с солями; (4) с неметаллами возможны только для щелочей. Нерастворимые основания могут разлагаться при нагревании, а щелочи плавятся без разложения.

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. 4.9).

а) *Взаимодействие щелочей с сильными кислотами:*



б) *Взаимодействие нерастворимых оснований с сильными кислотами:*

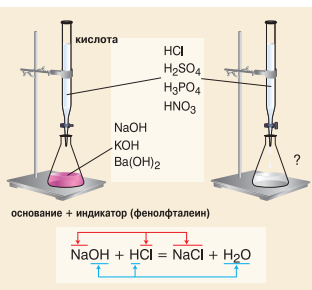
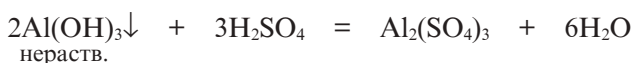
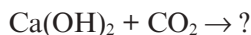


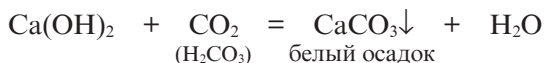
Рис. 4.9. Что получится при взаимодействии указанных на рисунке кислот и щелочей?

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. 4.10). Левая часть уравнения реакции:

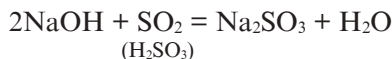


Как определить, что получится? Вспоминаем, что один из продуктов реакции между представителями противоположных генетических рядов – это соль. Значит, в правой части должна быть соль кальция. Кислотный остаток соли определяем так: оксиду CO_2 соответствует кислота H_2CO_3 , значит, получится карбонат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

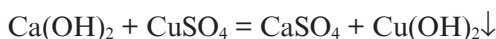


Реакция идет до конца за счет образования осадка нерастворимого в воде карбоната кальция.

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. 4.11).

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

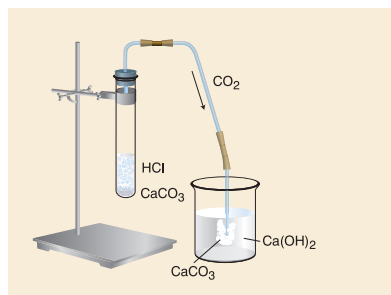
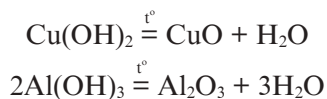


Рис. 4.10. Взаимодействие известковой воды с оксидом углерода (IV)



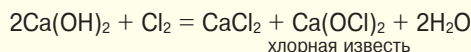
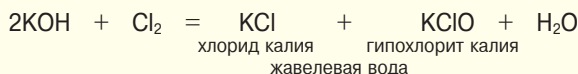
Рис. 4.11. Опрыскивание виноградников бордосской жидкостью (смесью $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).



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 указанных ниже реакций необходимыми формулами и коэффициентами:

а) $\text{NaOH} + ? \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$	д) $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$
б) $\text{Cu(OH)}_2 + ? \rightarrow \text{CuSO}_4 + ?$	е) $? + \text{HCl} = \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
в) $? + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + ?$	ж) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + ? = \text{Al(OH)}_3 \downarrow + ?$
г) $? + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + ?$	



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 ;	в) Cu(OH)_2 и KNO_3 ;
б) NaOH и $\text{Cu(NO}_3)_2$;	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.

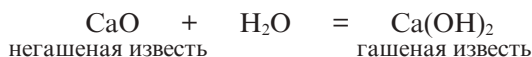
4.3.3. Получение оснований

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.

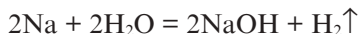
1. Растворимые основания (щелочи) можно получить взаимодействием основного оксида с водой.

Дешевый 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 дорогие, 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:

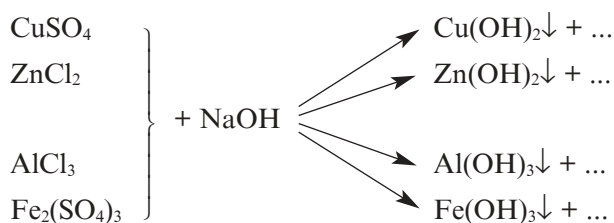


Эта реакция подробно рассмотрена на стр. 109.

2. Нерастворимые основания получают реакцией обмена:

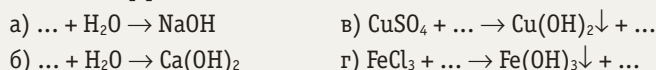
*Растворимая соль (1) + щелочь =
нерастворимое основание + растворимая соль (2).*

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

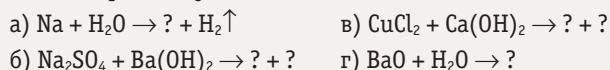


Напиши уравнения реакций получения каждого нерастворимого основания, указанного в этой схеме. Можно ли заменить NaOH на KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂? Запиши уравнения реакций и сделай выводы.

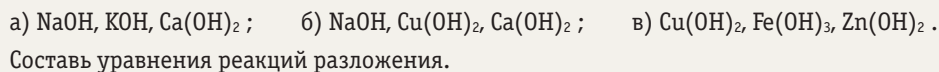
1. Дополни уравнения реакций получения оснований необходимыми формулами и коэффициентами:



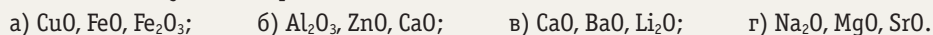
2. Закончи уравнения реакций. Выбери из них реакции обмена, в результате которых получают основания:



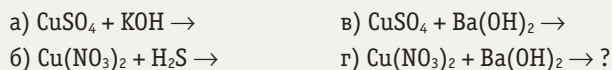
3. Выбери ряд, в котором при прокаливании легко разлагаются все три вещества:



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?



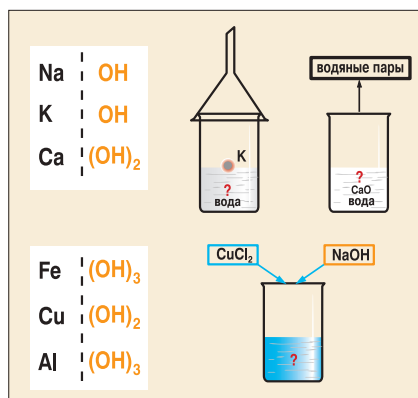


Работа в группе

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:



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

Общие химические свойства оснований

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками;
- спиртовка;
- держатель для пробирок;
- стеклянная трубка;
- растворы NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , CuCl_2 (CuSO_4).
- фенолфталеин;
- склянка с водой.

I. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами

В пробирку налейте известковую воду (свежеприготовленный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$) и продуйте через нее углекислый газ CO_2 . Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

II. Взаимодействие оснований с кислотами

В пробирку налейте раствор гидроксида калия (~1мл) и 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.

4.4. Оксиды

4.4.1 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 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 и в качестве катализатора в химической промышленности.

Оксид цинка применяют как белый пигмент в красках, а также в медицине.

Оксид азота (I) N_2O используют как анестетик.

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.

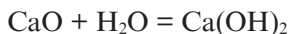


Разработайте и представьте исследовательскую работу по теме «Оксиды в нашей жизни».

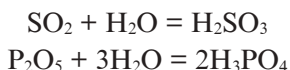
4.4.2. Химические свойства оксидов

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:



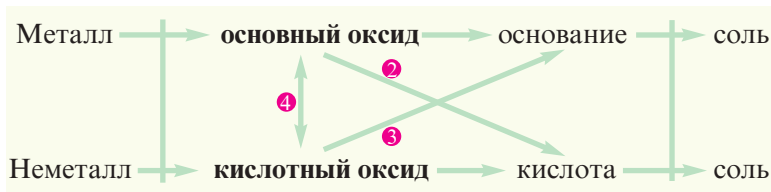
Основным оксидам соответствуют основания

$\text{Na}_2\text{O} - \text{NaOH}$
 $\text{CaO} - \text{Ca(OH)}_2$
 $\text{MgO} - \text{Mg(OH)}_2$
 $\text{CuO} - \text{Cu(OH)}_2$

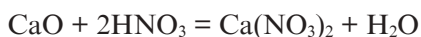
**Кислотным
оксидам
соответствуют
кислоты**

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

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).

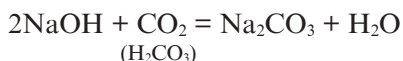


2. Взаимодействие основных оксидов с кислотами с образованием соли и воды:

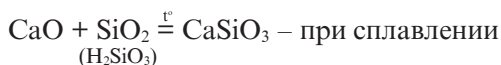


Реакция осуществима и доходит до конца за счет образования воды.

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:

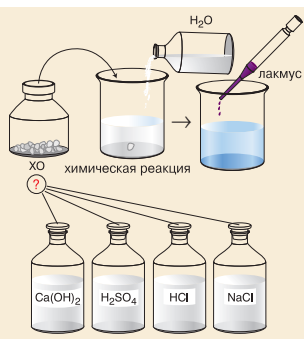
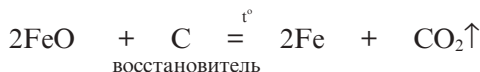


Рис. 4.12. Какие из указанных веществ могут реагировать с оксидом XO?



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 получившиеся вещества.
3. По схемам генетической связи выведи свойства: а) оксида кальция; б) оксида углерода (IV). Напиши уравнения соответствующих реакций.
4. Закончи уравнения реакций:
а) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + ?$ е) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$
б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + ? \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + ?$ ж) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$
в) $\text{MgO} + ? \rightarrow \text{MgCl}_2 + ?$ з) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} ?$
г) $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow ? + ?$ и) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} ?$
д) $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$ к) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow ?$



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.

4.4.3. 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:



Назови исходные вещества и продукты реакций.

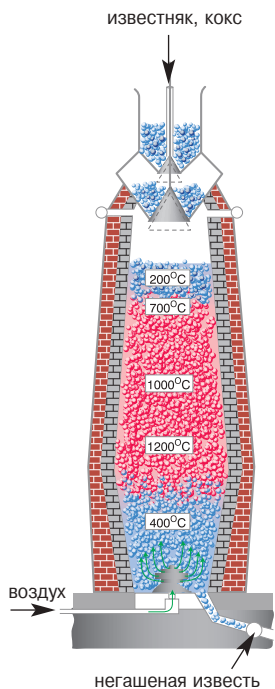
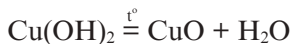


Рис. 4.13. Получение негашеной извести в промышленности

2. Разложение сложных веществ при нагревании:

а) основные оксиды получаются из нерастворимых оснований:



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 – 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. 4.13).

1. Выбери оксиды, которые при обычных условиях являются газами:

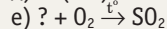
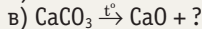
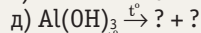
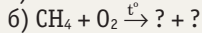
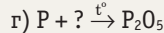
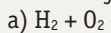
а) SiO_2 , б) CO_2 , в) Fe_2O_3 , г) P_2O_5 , д) SO_2 , е) CuO .

2. Выбери, какие гидроксиды 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.

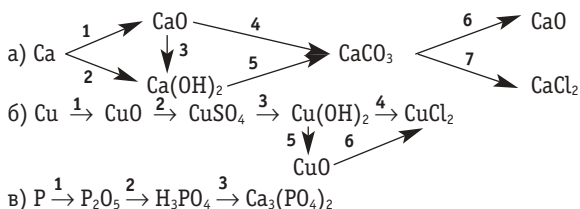
4. При обжиге известняка (CaCO_3) получают два ценных продукта – негашеную известь CaO и углекислый газ. Оба вещества используются в сахарной промышленности. Вычисли массу обоих оксидов, если масса известняка 100 кг.

5. Попытайся вывести общую формулу для оксидов.



Работа в группе

Напишите уравнения реакций для:





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» (amphoterous) – и тот, и другой.

К амфотерным гидроксидам относятся гидроксид цинка и гидроксид алюминия, которым соответствуют оксид цинка и оксид алюминия.

4.5. Соли

4.5.1. Роль солей в жизни человека

Анализируя свойства классов неорганических веществ, мы видим, что большинство кислот и оснований – вещества, опасные для здоровья, они разъедают ткани, кожу живых организмов. Следовательно, кислоты и основания больше применяют в 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. 4.14).

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, применяются при лечении бронхита, гастрита, могут назначаться и в случае шелушения ногтей, выпадения волос.

Бромиды применяются как медицинские препараты при болезнях нервной системы.

Какой тип химической связи реализуется в солях между металлом и кислотным остатком?

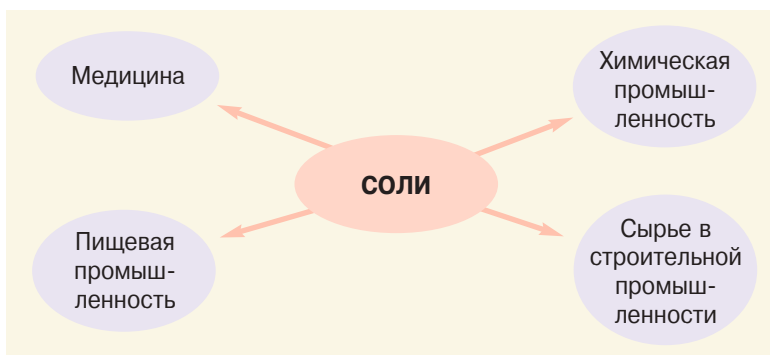


Рис.4.14. Области применения солей



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.

Соли кальция в организме играют роль «строительного материала» для костей и зубов, имеют важное значение в процессе метаболизма, обеспечивают нормальную свертываемость крови и т.д.

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 норма, то это может негативно отразиться на состоянии здоровья. Но и избыток соли вреден для организма, провоцируя рост артериального давления.

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 дыня, 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 применяются при изготовлении гипсовых скульптур. Цемент, необходимый в строительстве, состоит из силикатов и алюмосиликатов кальция. Лестницы, подоконники производят из магнезиального цемента, в состав которого входят оксид магния и хлорид магния.

Сульфат бария BaSO_4 применяется для производства дорогостоящей бумаги (деньги, документы).

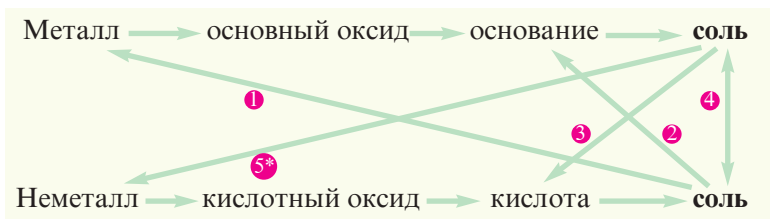
Большое промышленное значение имеет *карбонат натрия* Na_2CO_3 , называемый также *содой*. Ежегодно в мире производят 10 млн. тонн карбоната натрия. Химическая формула кальцинированной соды Na_2CO_3 , кристаллической соды – $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а пищевой (питьевой) соды – 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».

4.5.2. Химические свойства солей

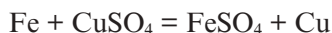
Охарактеризуем химические свойства солей. Опираясь на схемы генетической связи классов неорганических соединений, определим, с чем могут реагировать соли. Будем помнить, что соли с оксидами не реагируют (за некоторыми исключениями, которые мы будем изучать позже).



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).

3. Взаимодействие солей с кислотами (см. химические свойства кислот).

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. 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:

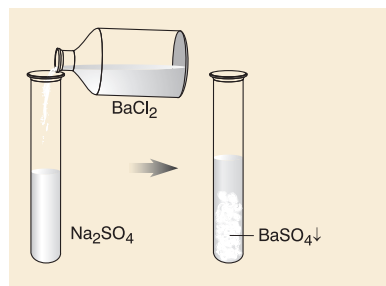
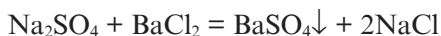


Рис. 4.14. Взаимодействие между солями

Напиши уравнения реакций, иллюстрирующих взаимодействие солей с основаниями и кислотами.

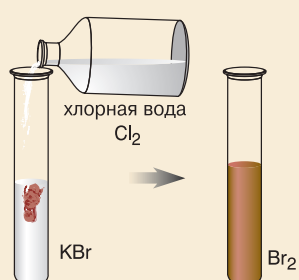
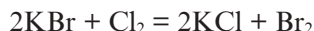


Рис. 4.15. Взаимодействие соли с неметаллом

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:



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.

*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 приспособления из железа для опрыскивания виноградников?

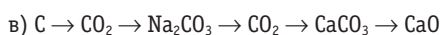
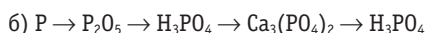
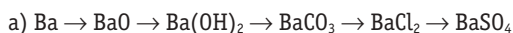
5. Для улучшения качества кислых почв их известкуют, то есть добавляют измельченный известняк (CaCO_3). Какие реакции происходят между карбонатом кальция и серной, соляной, азотной кислотами, содержащимися в почвах? Напиши уравнения реакций. Какое общее свойство кислот проявляется в этих реакциях?

*6. Для опрыскивания виноградников применяют бордосскую жидкость, которую готовят из гашеной извести Ca(OH)_2 , медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды в массовом отношении 1:1:100. Какие реакции протекают в этой смеси? В виде какого вещества находится медь в этой смеси?

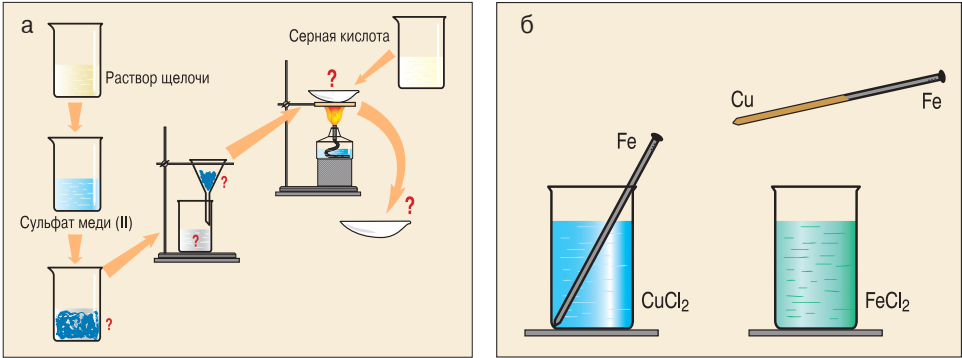


Работа в группе

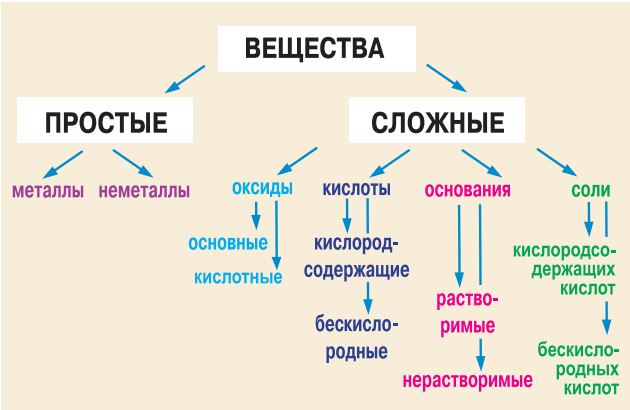
1. Составьте уравнения реакций для следующих превращений:



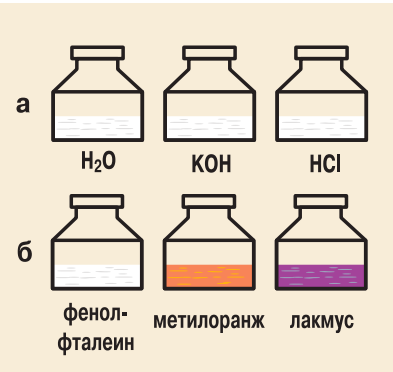
2. Опишите процессы, представленные на рисунках а и б. Назовите соли. Составьте аналогичную задачу с другими металлами и солями.



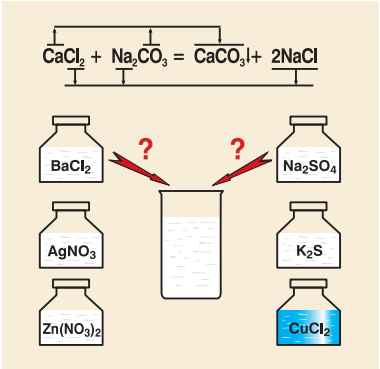
3. Распределите указанные ниже формулы веществ в соответствии с предложенной справа схемой: SO_2 , Na_2O , HCl , CO_2 , H_2 , Al , KOH , NaCl , HNO_3 , Fe , O_2 , Na , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CuSO_4 , NaOH , H_2CO_3 , NaNO_3 , P_2O_5 , P , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , S , Zn , H_2S , FeO , KI , 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 № 8

Общие химические свойства солей

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы 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 ~1мл 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) (~1мл) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

III. Взаимодействие солей с кислотами

В пробирку налейте раствор хлорида бария (~1мл) и добавляйте по каплям раствор серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

IV. Взаимодействие солей друг с другом

В пробирку налейте раствор сульфата натрия (~1мл) и добавляйте по каплям раствор хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Сделайте выводы.

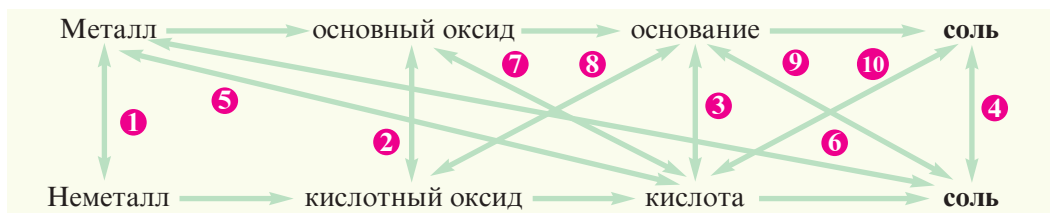
Вымойте посуду и приведите в порядок рабочее место.

4.5.3. 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.

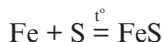
Проанализируем схему, пронумеруем способы получения солей, подберем конкретные вещества и запишем уравнения реакций. Обсудим, как выделить необходимую соль.



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

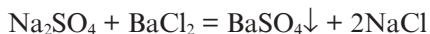


Осадок сульфата бария можно отделить фильтрованием.



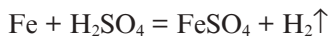
Происходит реакция нейтрализации, которая идет до конца за счет образования воды. Соль K_2SO_4 может быть выделена при выпаривании досуха полученного раствора.

4. Взаимодействие соли с солью с образованием двух новых солей происходит только в случае, когда один из продуктов реакции нерастворим в воде. Например,



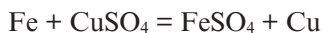
Осадок сульфата бария можно выделить из реакционной смеси фильтрованием. Другая соль – хлорид натрия останется в растворе. Она может быть выделена из раствора выпариванием при условии, что нет избытка ни одной из исходных солей.

5. Взаимодействие металлов с кислотами. Соли железа (II) получают растворением железа в разбавленных кислотах, например:



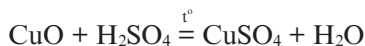
Для реакции берут избыток железа. По окончании реакции этот избыток отфильтровывают. Фильтрат (раствор, прошедший через фильтр) выпаривают досуха и таким образом получают кристаллы сульфата железа (II).

6. Взаимодействие металлов с солями. Например, сульфат железа (II) можно получить, если выдержать избыток железа в растворе сульфата меди (II):



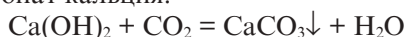
По окончании реакции замещения медь и железо (избыток) отфильтровывают, а сульфат железа (II) выделяют выпариванием раствора.

7. Взаимодействие основных оксидов с кислотами. Например,

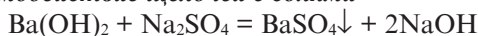


После выпаривания полученного раствора остаются синие кристаллы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

8. Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами. При пропускании углекислого газа через известковую воду можно получить карбонат кальция:

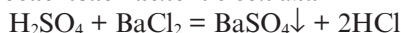


9. Взаимодействие щелочей с солями



Белый осадок сульфата бария отделяют фильтрованием.

10. Взаимодействие кислот с солями



Соль, выпавшую в осадок, отделяют от раствора фильтрованием.

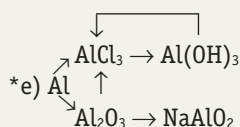
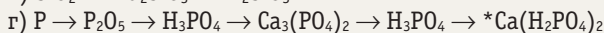
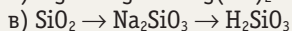
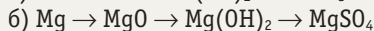
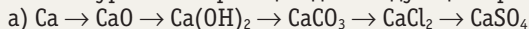
1. Объясни, какие из общих свойств солей может проявлять сульфат меди (II). Напиши уравнения возможных реакций. *Подсказка:* для реакции взаимодействия с кислотами можно взять слабую сероводородную кислоту. Почему? Сделай выводы по всему упражнению.

2. С какими веществами реагирует 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 нижеперечисленных 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) Ca(OH)_2 ? Напиши уравнения реакций, сделай выводы о возможности протекания реакции в каждом случае.

4. Составь уравнения реакций для следующих превращений:



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 .



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Взаимосвязь классов неорганических веществ

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).



Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками,
- стеклянная трубка,
- стеклянная пластинка,
- спиртовка,
- 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 сделать самостоятельно.

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) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$
 - 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.

4.6. Генетическая связь и взаимосвязь основных классов неорганических веществ

Как мы знаем, между неорганическими веществами, простыми и сложными (оксидами, кислотами, основаниями, солями), существует генетическая связь, которая объясняет возможность взаимных превращений. Так, простое вещество – металл, например кальций, при взаимодействии с кислородом превращается в оксид кальция и затем, под действием воды, – в гидроксид кальция. Гидроксид кальция, взаимодействуя с кислотой, дает соль. Эти превращения можно представить следующим образом:



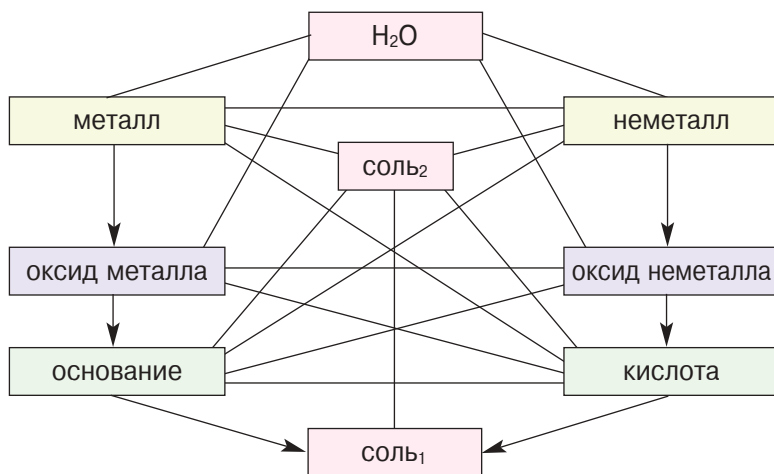
Конечный продукт, фосфат кальция, может быть получен и другим путем, исходя из неметалла:



Таким образом, разными путями была получена одна и та же соль. Можно осуществить и обратное превращение: исходя из соли, получить вещества, относящиеся к другим классам неорганических веществ.

Такие отношения между основными классами неорганических веществ представлены в схемах генетической связи. Из этих схем можно вывести химические свойства классов.

Взаимосвязь классов неорганических веществ можно представить следующей схемой:



- По схеме генетической связи выведи свойства:
а) серной кислоты; б) гидроксида бария; в) хлорида кальция.
- Даны кислоты: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , HNO_3 . Какие из них могут быть получены при взаимодействии оксидов с водой. Напиши уравнения соответствующих реакций.
- Дополни уравнения реакций формулами и коэффициентами:
а) $\text{CuSO}_4 + ? \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + ?$
б) $\text{AlCl}_3 + ? \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + ?$
в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + ?$
- Выбери верные выражения:
а) Оксиды активных металлов могут реагировать с водой.
б) Гидроксид натрия реагирует с оксидом меди (II).
в) Вещество "X" в схеме: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{X}$ это H_3PO_4 .
г) Соляная кислота может реагировать со всеми веществами из списка: железо, оксид железа (III), гидроксид меди (II).
- При рентгенологическом исследовании человеческого организма 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.



ИТОГОВОЕ ОЦЕНИВАНИЕ

I. Даны вещества: NaOH , SO_2 , Na_3PO_4 , H_2SO_4 , CaCO_3 , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl . Распредели вещества по классам.

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 по названиям:

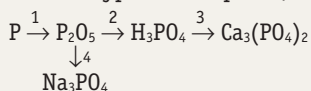
Название	Формула
1. Гидроксид калия	_____
2. Азотная кислота	_____
3. Оксид серы (IV)	_____
4. Оксид алюминия	_____
5. Фосфат кальция	_____

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 ниже 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. Формула оксида кальция _____. Это вещество реагирует с водой с образованием известкового молока _____. При пропускании через известковое молоко углекислого газа образуется нерастворимая соль _____.

X. Вычисли массу гашеной извести, которую можно получить из 56 кг негашеной извести CaO . В каком агрегатном состоянии будет находиться $\text{Ca}(\text{OH})_2$, если взять:

- а) столько воды, сколько требуется по уравнению реакции; б) при избытке воды?

Вода. Растворы.

Электролитическая диссоциация

5

После изучения этой главы ты будешь способен:

- описывать состав, физические и химические свойства, применение воды и устанавливать связи между ними;
- оценивать жизненно важную роль воды и растворов;
- объяснять состав природной воды и ее загрязнения, способы ее очистки, смягчения и применения;
- оценивать растворимость веществ, характеризовать состав водных растворов с помощью массовой доли растворенного вещества, проводить вычисления на базе этого понятия;
- различать электролиты и неэлектролиты, оценивать качественно их силу, составлять уравнения электролитической диссоциации кислот, щелочей и солей, записывать ионные уравнения реакций;
- осуществлять экспериментально некоторые реакции в растворах электролитов;
- оценивать проблемы обеспечения водными ресурсами и качества питьевой воды в Республике Молдова.

5.1. Вода вокруг нас. Значение воды

Вода нужна всем – человеку, животным, растениям. В организме человека 80% воды. Поэтому человек может прожить без пищи 50-60 дней, а без воды только 5-10 дней. Ежедневно каждый из нас должен потреблять примерно два литра воды в разных видах пищи. Кроме этого, 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? Чтобы ответить на этот вопрос, надо знать, каковы запасы воды на Земле. Общий запас воды на Земле составляет 1454 млн км³.



Рис. 5.1. Распространение воды на Земле

Большая часть воды (97%) находится в океанах (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, течет под землю, в реки и моря. Главная проблема для жителей Земли – неравномерное распределение воды. В пустынях ее практически нет, а в Антарктиде сосредоточена почти половина всей пресной воды Земли.



22 марта –
Всемирный день
защиты воды.



Рис. 5.2. Распределение мировых запасов воды

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”.



Рис. 5.3. Агрегатные состояния воды в природе

5.2. 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 промежутке 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.

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 $\rho = \frac{m}{V}$. Самую высокую плотность вода имеет при +4°C. 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 дм ³ (1 л)	1 см ³ (1 мл)
Масса воды	1000 кг	1 кг	1 г

Проанализируем это свойство воды. Обычно при охлаждении вещества сжимаются. Вода сжимается только до температуры +4°C, а ниже этой температуры расширяется. Лед легче воды, его плотность 0,92 г/см³. 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.

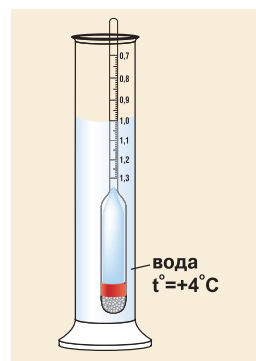


Рис. 5.4. Ареометр показывает плотность воды 1 г/мл при +4°C

1. Каково значение воды для жизни на планете Земля?
2. Чем различается прямое и косвенное потребление воды?
3. Каковы запасы 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: выясни какой объем воды расходует ваша семья в сутки (прямое потребление).

3. Заполните пропуски в тексте:

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 жителей водой.

Используйте учебник географии Молдовы, посоветуйтесь с учителем. Запишите текст в тетрадь.

4. Составьте план очистки родника, колодца, озера там, где вы живете. Реализуйте этот план!

Не забудьте! 22 марта – Всемирный день защиты воды.

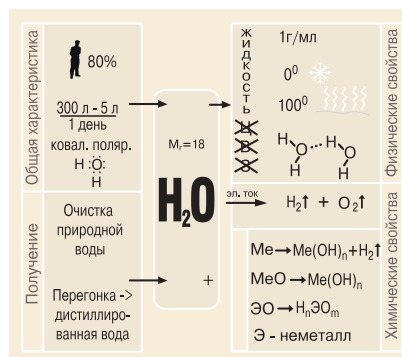


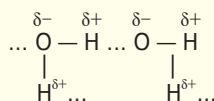
Рис. 5.5. Опорный конспект



Вы знаете, что между молекулами всех веществ действуют силы взаимного притяжения. А между молекулами воды, кроме этого, возникает **водородная связь**. Зная, что формула воды H₂O, изобразим электронное строение ее молекулы:



Атом кислорода имеет высокую электроотрицательность, поэтому сильно смещает к себе общие электронные пары. В результате получается избыточный отрицательный заряд (δ^-) на атоме кислорода и положительный (δ^+) – 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°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!).

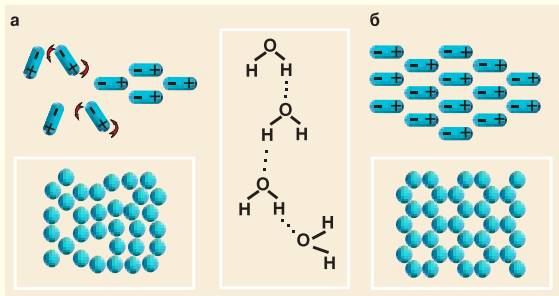


Рис. 5.6. Водородная связь и структура воды в жидком (а) и твердом состоянии (б)

5.3. Химические свойства воды

Вода вступает в разнообразные химические реакции: разложения, соединения, замещения, обмена. Она взаимодействует с простыми и сложными веществами.

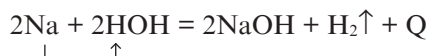
1. Разложение воды

При пропускании электрического тока или повышении температуры до 2000°C вода разлагается на простые вещества – водород и кислород:

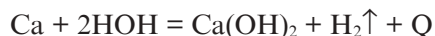


2. Взаимодействие воды с простыми веществами

а) Взаимодействие с металлами. Отрежем кусочек натрия величиной с головку спички 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:

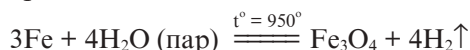


Аналогично протекает реакция воды с кальцием (рис. 5.8):



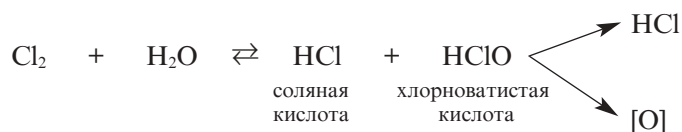
Металлы, стоящие до алюминия в вытеснительном ряду, вытесняют водород из воды при обычных условиях.

Другие металлы, стоящие в вытеснительном ряду после алюминия и до водорода, могут реагировать с водой при высоких температурах, но при этом получают оксиды металлов. Например:



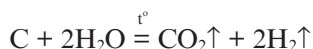
Это *железо-паровой* способ получения водорода.

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.

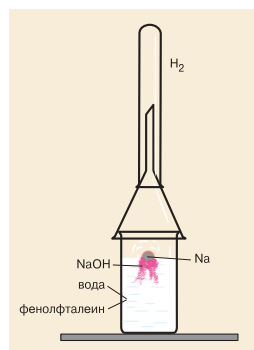


Рис. 5.7. Взаимодействие воды с натрием

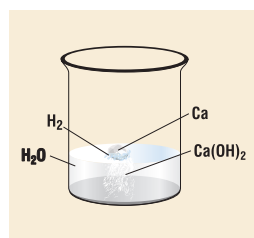


Рис. 5.8. Взаимодействие кальция с водой

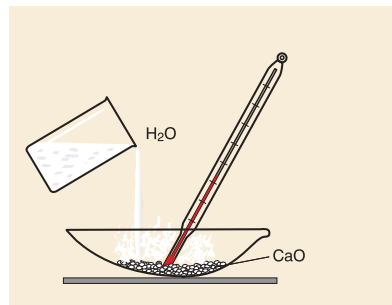
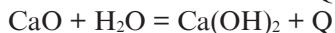
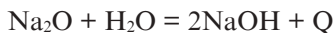
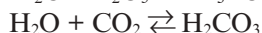
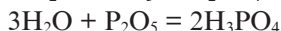


Рис. 5.9. Гашение извести

Вода реагирует с оксидами металлов только главных подгрупп I (Li – Fr) и II группы (Ca – Ba) с образованием щелочей. Реакции идут с выделением тепла (экзотермические):



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. Уравняй реакции.

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 рисунку 5.5 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.

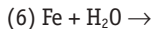
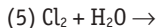
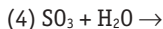
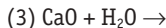
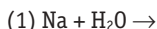


Работа в группе

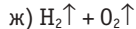
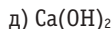


1. Составьте уравнения реакций из приведенных ниже исходных веществ (А) и продуктов реакции (Б):

А



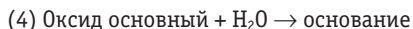
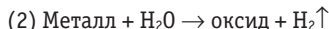
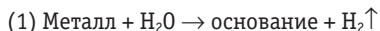
Б



Подберите коэффициенты, укажите условия реакций, тип реакций.

2. Подберите конкретные примеры (Б) для общих выражений (А):

А



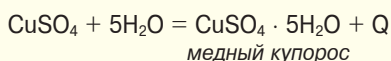
Б



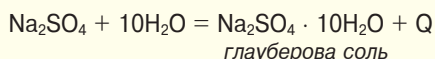


Взаимодействие воды со сложными веществами с образованием кристаллогидратов

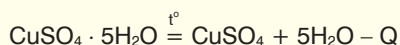
Растворим белый порошок сульфата меди CuSO_4 в воде. Получим голубой раствор. Изменение цвета – это признак химического явления. Оставим этот раствор в фарфоровой чашке на несколько дней. Вода испарится, а на дне чашки мы увидим не белые, а голубые кристаллы. Их состав $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. 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.



5.4. Вода как растворитель. Растворы

5.4.1. Смеси и растворы

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).

Частицы мела и масла различимы. При стоянии обе смеси легко разделяются: мел опустится на дно, масло всплывет на поверхность воды.

Размешаем немного сахара в воде. Частицы 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 или



Рис. 5.10. Суспензия мела в воде



Рис. 5.11. Эмульсия масла в воде

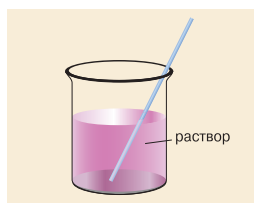


Рис. 5.12. Раствор перманганата калия в воде

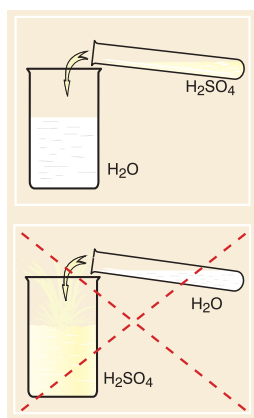


Рис. 5.13. Правила приготовления раствора серной кислоты в воде

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.

5.4.2. Растворимость

Нальем в два стакана воды до половины их объема (100 г). В один стакан всыпем две столовые ложки сахара, в другой – 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 0,001 г до 1 г в 100 г воды;

практически нерастворимые (н) – меньше 0,001 г в 100 г воды. Посмотрите в Приложениях таблицу растворимости. В ней растворимость веществ в воде указана буквами "Р", "М", "Н".

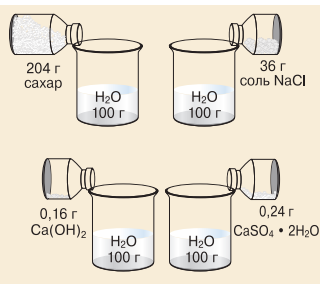


Рис. 5.14. Растворимость твердых веществ в воде

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 указанных ниже признаков выбери те, которые характеризуют отличие 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:
$$\begin{array}{ccc} \text{II} & \text{II} & \text{II} & \text{III} \\ \text{А: Ca, Mg, Fe, Fe;} & & \text{Б: Cl, SO}_4, \text{HCO}_3. & \end{array}$$

Назови эти соли. Не составляй формулы для железа Fe^{II} и Fe^{III} и кислотного остатка HCO_3^{I} .
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?



5.5. Состав растворов. Массовая доля растворенного вещества

Раствор состоит из растворителя (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 обычной 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 сделать 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 томатов.

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:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{p-ра}),$$

или

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{p-ра})}{100\%}.$$

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:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p-ра}) - m(\text{NaCl});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г} - 30 \text{ г} = 970 \text{ г}.$$

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%-го 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 K_2SO_4 ; 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%-го раствора; б) в 50 г 6%-го раствора; в) в 1 кг 20%-го 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) применяются 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%-го раствора из 6 г соли; б) 5%-го раствора из 200 г соли; в) 10%-го раствора из 50 г соли. Вычисли массу каждого раствора.
- *7. Определи массу соли, которую нужно добавить к 12 кг 2%-го раствора, чтобы получить 5%-й раствор.
- *8. Вычисли массу и объем воды, которую надо добавить к 8 кг 6%-го раствора, чтобы получить 5%-й 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%-му 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, необходимого для получения раствора хлорида цинка массой 500 г; в) вычисли массу раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 20%, необходимой 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 (р-ра.)	40	160	ω
5	m (р-ра.)	30	270	ω
6	m (р-ра.)	15	485	ω
7	400	m (р. в-ва)	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	20
8	500	m (р. в-ва)	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	15
9	200	m (р. в-ва)	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	5
10	m (р-ра.)	500	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	10
11	m (р-ра.)	300	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	20
12	m (р-ра.)	400	$m(H_2O)$, $V(H_2O)$	25
13	m (р-ра.)	m (р. в-ва)	450	10
14	m (р-ра.)	m (р. в-ва)	400	20
15	m (р-ра.)	m (р. в-ва)	1200	25



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Приготовление раствора соли с определенной массовой долей ее в растворе

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

Приборы 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.

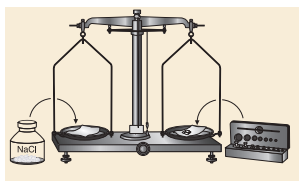


Рис. 5.16. Взвешивание

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. Подготовьте бумажную "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 квадратики.
3. 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.
4. На правую чашку весов положите разновесы, а на левую насыпанную в бумажную лодочку соль. Отвесьте рассчитанную массу соли. Это называется взять навеску соли (рис. 5.16).
5. Высыпьте соль в стакан.
6. С помощью мерного цилиндра на 25 мл отмерьте рассчитанный объем воды. Подумайте, сколько раз вам придется отмеривать по 25 мл и меньше (не достаемый объем до требуемого). Уровень жидкости в цилиндре должен находиться на уровне глаз. Измерение проводится по нижнему мениску. Для этого укрепите 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.
7. Перемешайте содержимое стакана с помощью стеклянной палочки с резиновым наконечником до полного растворения соли.
8. Оформите в тетради этикетку для полученного раствора по образцу:

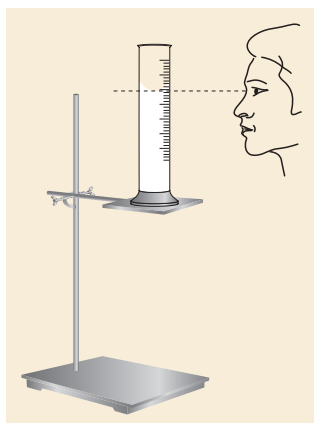
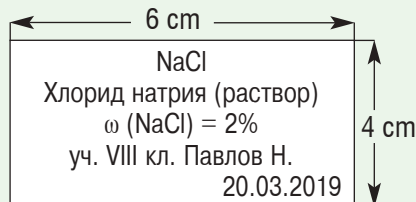


Рис. 5.17. Измерение объема жидкости по нижнему мениску

9. Сдайте раствор лаборанту или учителю для проверки точности его приготовления (объем такого раствора 78,5-78,6 мл).
10. Запишите ход работы, сделайте рисунки, сформулируйте выводы по работе.
11. Вымойте посуду, приведите в порядок рабочее место.

5.6. Электропроводность растворов и расплавов. Электролитическая диссоциация

5.6.1. Электролиты и неэлектролиты

Проведем опыт. Поочередно опустим электроды, соединенные с лампочкой и источником тока (рис. 5.18), в вещества, указанные в первой колонке *таблицы 5.2*. Во второй колонке отметим, как горит лампочка, а в третьей запишем вывод об электрической проводимости в каждом случае.

Вещества могут быть названы электролитами только по их поведению в растворах или в расплавах. Почему?

Таблица 5.2. Электрическая проводимость некоторых веществ

№ п/п	Вещество	Горение лампы	Электр. проводимость	Характеристика вещества
1	Сахар (крист.)	не горит	нет	электролит очень слабый электролит неэлектролит электролит сильный электролит сильный электролит сильный электролит слабый
2	NaCl (крист.)	не горит	нет	
3	NaOH (крист.)	не горит	нет	
4	NaOH (расплав)	горит	есть	
5	H ₂ O (дистиллир.)	не горит	нет	
6	Сахар (раствор)	не горит	нет	
7	NaCl (раствор)	горит ярко	высокая	
8	NaOH (раствор)	горит ярко	высокая	
9	HCl (раствор)	горит ярко	высокая	
10	CH ₃ COOH (раствор)	горит слабо	невысокая	

В зависимости от электрической проводимости растворов и расплавов вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

Сильные электролиты хорошо проводят ток, а слабые электролиты плохо. Запишем эту характеристику всех веществ, кроме воды, в последнюю колонку *таблицы 5.2* (для воды мы запишем эту характеристику позже).

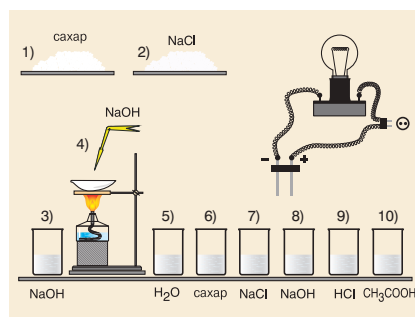


Рис. 5.18. Исследование электрической проводимости растворов и расплавов

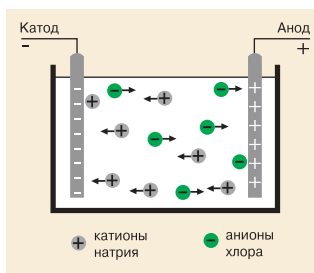


Рис. 5.19. Взаимодействие между ионами и электродами



Рис. 5.20. Модели полярной молекулы воды

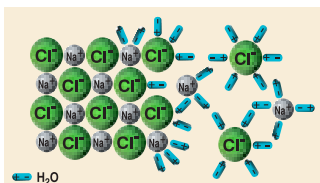


Рис. 5.21. Растворение в воде ионных кристаллов хлорида натрия

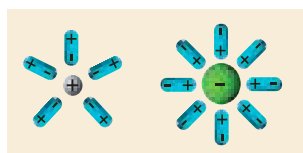
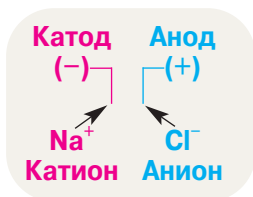


Рис. 5.22. Модели гидратированных ионов

Из кристаллов NaOH под действием полярных молекул воды высвобождаются ионы Na^+ и OH^- . Без учета гидратной оболочки уравнения диссоциации NaCl и NaOH можно записать так:

5.6.2. Механизм электролитической диссоциации

Теперь выясним, что происходит с каждым из этих веществ при растворении. Попытаемся объяснить, почему растворы кислот, оснований и солей и их расплавы проводят электрический ток.

Когда электроды погружены в сухие вещества (сахар, хлорид натрия, гидроксид натрия), лампочка не горит, значит, ток не проходит через эти вещества. Нагреем гидроксид натрия в фарфоровой чашке, в которую внесены электроды. Лампочка загорается. Значит, в расплаве NaOH появились свободные подвижные заряженные частицы – ионы Na^+ и OH^- . Благодаря подвижным ионам расплав проводит электрический ток.

Процесс распада электролита на ионы называется электролитической диссоциацией.

Гидроксид натрия диссоциирует на ионы натрия и гидроксид-ионы. Можно записать уравнение:



Это уравнение электролитической диссоциации.

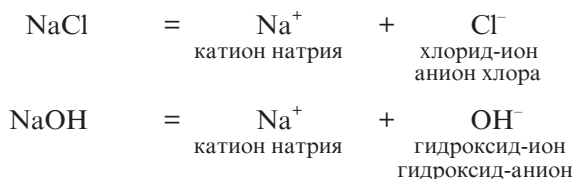
Хлорид натрия плавится при очень высокой температуре и его расплав проводит электрический ток. Причина – та же.

Кристаллы хлорида натрия состоят из ионов Na^+ и Cl^- . В расплаве эти ионы высвобождаются, становятся подвижными. Поэтому расплав хлорида натрия проводит электрический ток. Можно записать уравнение диссоциации:



Слово "ион" означает "идущий". Положительные ионы (Na^+) идут к отрицательному электроду – катоду (–), поэтому их называют **катионами** ("идущие к катоду"). Отрицательные ионы (Cl^- , OH^-) идут к положительному электроду – аноду (+), поэтому они называются **анионами** ("идущие к аноду") (рис. 5.19).

Дистиллированная вода не проводит электрический ток, а водные растворы NaCl, NaOH, HCl проводят его. Значит, в водных растворах солей, оснований и кислот появляются подвижные ионы. Попытаемся объяснить это предположение. При растворении в воде ионных кристаллов полярные молекулы воды (рис. 5.20) вырывают ионы из кристалла (рис. 5.21) и переводят их в раствор. Молекулы воды окружают каждый ион оболочкой, которая называется *гидратной*. Каждый ион сохраняет гидратную оболочку в растворе (рис. 5.22).



Основания в растворе диссоциируют на катионы металла и гидроксид-ионы – анионы.

Как видно из уравнений диссоциации, заряд катиона металла равен валентности металла, а заряд аниона равен валентности кислотного остатка, или для OH^- заряд равен валентности группы OH .

До сих пор мы рассматривали процесс диссоциации для веществ с ионной связью (NaOH , NaCl). А как ведут себя в водных растворах вещества с полярной ковалентной связью? Например, почему проводит ток раствор соляной кислоты (таб. 5.2)? Ведь в молекуле хлороводорода связь не ионная, а

ковалентная полярная $\text{H}^{\delta+}:\text{Cl}^{\delta-}$.

Рассмотрим рисунок 5.23. Представим себе, что молекула хлороводорода попала в воду. Что с ней происходит? Полярные молекулы воды притягиваются положительными концами к отрицательному концу молекулы хлороводорода, а отрицательными – к положительному концу молекулы

хлороводорода и разрывают молекулу HCl на ионы H^+ и Cl^- . При этом электронная пара, смещенная к атому хлора, становится его собственностью. Атом хлора превращается в ион Cl^- , а атом водорода – в ион H^+ . Каждый из ионов гидратирован, то есть окружен оболочкой из молекул воды. Уравнение диссоциации соляной кислоты без учета молекул воды:

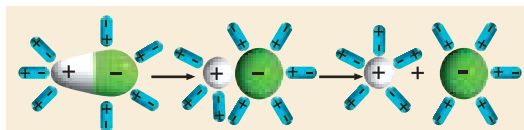
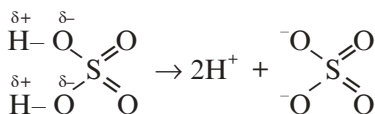


Рис. 5.23. Раствoreние хлороводорода и диссоциация соляной кислоты

В молекулах кислородсодержащих кислот разрываются полярные ковалентные связи $\text{H}-\text{O}$ так, что общая пара электронов переходит к атому кислорода, а атом водорода превращается в ион водорода. Например, в серной кислоте это происходит так:



Кислородсодержащие кислоты диссоциируют на ионы водорода и сложный ион кислотного остатка (SO_4^{2-} – сульфат-ион).



Кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

5.6.3. Сильные и слабые электролиты

Сравним теперь яркость горения лампочки (табл. 5.2) для разных электролитов.

В растворах NaCl, NaOH, HCl лампочка горит ярко, значит, ионов в этих растворах много, а целых недиссоциированных молекул практически нет. Такие электролиты называются **сильными электролитами**.

В уравнениях диссоциации сильных электролитов пишут знак равенства (=), который означает полный распад на ионы.

Для опыта мы брали раствор уксусной кислоты с таким же числом растворенных молекул, как и соляной кислоты. В растворе уксусной кислоты лампочка горит слабо. Значит, в растворе уксусной кислоты только часть молекул продиссоциировала на ионы. Уксусная кислота – это **слабый электролит**. В растворе одновременно есть много целых молекул CH₃COOH и мало ионов H⁺ и CH₃COO⁻ (ацетат-ион). В уравнениях диссоциации слабых электролитов записываем знак обратимости (⇌).



Значит, одновременно происходит и диссоциация молекул и связывание ионов в молекулы. Усиленная стрелка, направленная влево (⇐), говорит о том, что диссоциация очень слабая, лишь небольшая часть молекул диссоциирует на ионы.

Вместе с тем в случае воды (таб. 5.2) лампочка не горит, но воду нельзя считать неэлектролитом. Как выяснилось в более точных опытах, вода тоже электролит, только очень слабый. Ее диссоциация:



Внесем эту характеристику воды в таблицу 5.2 (**очень слабый электролит**).

В таблице 5.3. показаны примеры сильных и слабых электролитов.

Кислоты H₂SO₃, H₃PO₄ – это электролиты средней силы.

Таким образом, **электролиты** – это кислоты (в растворе), основания в (расплаве и растворе), соли (в расплаве и растворе). Химическая связь, которая разрывается при диссоциации в кислотах, – сильнополярная ковалентная, в солях и щелочах – ионная.

Мы изучили процесс, который называется электролитической диссоциацией.

Электролитическая диссоциация вещества – это образование подвижных ионов в растворе или расплаве этого вещества.

Открытие электролитической диссоциации сделано шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 году. Теория электролитической диссоциации названа его именем.



Сванте Аррениус
(1859-1927)

Шведский химик. Разработал теорию электролитической диссоциации. Нобелевская премия по химии (1903).

Таблица 5.3. Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Кислоты	
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HClO, CH ₃ COOH
H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄	
Основания	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH) ₂ , <u>Sr(OH)₂, Ca(OH)₂</u> в растворе	Все нерастворимые основания и NH ₄ OH
Соли: Все растворимые соли	H ₂ O

- Какие вещества называются: а) электролитами; б) неэлектролитами? Приведи примеры. К каким классам относятся эти вещества?
- Объясни, какие типы химической связи есть в электролитах.
- Почему расплавы щелочей и солей, а также растворы кислот, щелочей и солей проводят электрический ток?
- Объясни, какова роль молекул воды в процессе диссоциации. Какие ионы называются: а) катионами; б) анионами?
- Объясни понятия "сильный электролит" и "слабый электролит".
- Что происходит с хлоридом калия, гидроксидом калия при: а) расплавлении; б) растворении в воде? Сравни оба процесса. Какова будет электрическая проводимость этих растворов и расплавов? Напиши уравнения диссоциации. Чем отличаются ионы в кристалле от ионов в растворе?
- В воде растворили газы: а) хлороводород, б) бромоводород, в) сероводород, г) оксид углерода (IV), д) кислород, е) азот. Какие из этих растворов будут проводить электрический ток? Назови электролиты и неэлектролиты.
- Дай определение понятию "электролитическая диссоциация".
- Даны ионы: H⁺, NH₄⁺, OH⁻, K⁺, Cl⁻, Na⁺, S²⁻, Ag⁺, SO₄²⁻, Ba²⁺, CO₃²⁻, Ca²⁺, SiO₃²⁻, Mg²⁺, Cu²⁺, PO₄³⁻, Fe²⁺, Fe³⁺, Al³⁺, CH₃COO⁻, HCO₃⁻. Классифицируй их на:
а) катионы, б) анионы. Назови каждый анион.
- *10. Массовая доля хлорида натрия в крови человека 0,5%. Вычисли массу и количество вещества хлорида натрия в 1 кг крови. Вычисли количество вещества и массу ионов натрия и ионов хлора в этой порции крови на основании уравнения диссоциации:

$$\underset{1 \text{ моль}}{\text{NaCl}} = \underset{1 \text{ моль}}{\text{Na}^+} + \underset{1 \text{ моль}}{\text{Cl}^-}$$
- *11. Для изготовления кровезамещающей жидкости И. Петрова в воде объемом 100 мл растворяют таблетку Петрова, содержащую 1,5 г хлорида натрия, 0,02 г хлорида калия, 0,01 г хлорида кальция. Вычисли массовую долю каждого из веществ в полученном растворе. Какие ионы образуются при диссоциации этих веществ?
12. Железо сгорает в хлоре с образованием хлорида железа (III). Вычисли количество вещества и массу хлорида железа (III), который образуется из 112 г железа. Напиши уравнение диссоциации продукта реакции при растворении его в воде.



Работа в группе

- Из ионов, указанных в таблице растворимости, составьте формулы:
а) трех сильных кислот; б) двух кислот средней силы; в) трех слабых кислот; г) одной нерастворимой в воде кислоты. Назовите эти кислоты.
- Из ионов, указанных в таблице растворимости, составьте по две формулы солей:
а) с однозарядными катионами; б) с двухзарядными катионами; в) с трехзарядными катионами. Назовите эти соли.

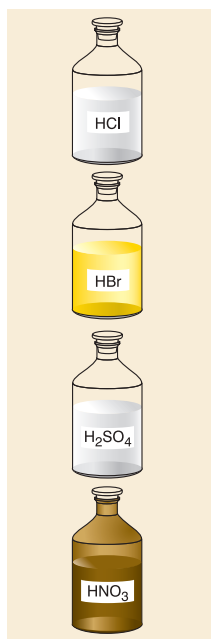


Рис. 5.24. Сильные кислоты

5.7. Диссоциация кислот в водных растворах

Мы уже знаем, что водные растворы кислот проводят электрический ток, потому что их молекулы диссоциируют на ионы. Напишем уравнения диссоциации некоторых кислот, с которыми мы уже ознакомились (табл. 5.3).

а) Сильные кислоты

Соляная кислота	$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	– хлорид-ион
Бромоводородная кислота	$\text{HBr} = \text{H}^+ + \text{Br}^-$	– бромид-ион
Йодоводородная кислота	$\text{HI} = \text{H}^+ + \text{I}^-$	– йодид-ион
Азотная кислота	$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	– нитрат-ион

Молекула серной кислоты H_2SO_4 содержит два атома водорода. Запишем уравнения ступенчатой диссоциации серной кислоты. Сначала отрывается один ион водорода (первая ступень диссоциации), а затем – второй ион водорода (вторая ступень диссоциации):

* I ступень	$\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	– гидросульфат-ион,
* II ступень	$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	– сульфат-ион



В уравнении диссоциации сумма зарядов всех ионов слева должна быть равна сумме зарядов всех ионов справа.

При диссоциации серной кислоты по первой ступени образуется анион HSO_4^- . Его название составляется из двух частей: *гидро* (водород H^+) и *сульфат* (SO_4^{2-}), а заряд иона равен сумме зарядов H^+ и SO_4^{2-} : $+1 + (-2) = -1$.

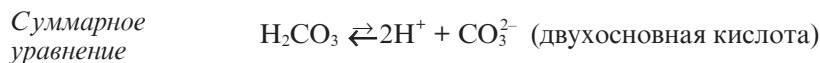
В уравнении II ступени диссоциации написан знак обратимости $\rightleftharpoons$, потому что второй ион водорода отрывается труднее от отрицательного иона HSO_4^- , чем от нейтральной молекулы. Этот знак указывает на то, что в растворе идет одновременно и диссоциация и объединение ионов – это обратимый процесс. В растворе одновременно существуют все частицы, что написаны слева от знака обратимости и справа от него. Для сильного электролита – серной кислоты – диссоциация идет в большей мере, чем объединение ионов, поэтому стрелка слева направо в знаке обратимости усилена $\rightleftharpoons$.

б) Слабые кислоты

В растворах слабых электролитов мало ионов и много недиссоциированных молекул. Поэтому на всех ступенях диссоциации пишем знак обратимости ($\rightleftharpoons$).

Угольная кислота

*I ступень	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	– гидрокарбонат-ион
*II ступень	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	– карбонат-ион



Проанализируем все уравнения диссоциации кислот. Что у них общего?

При диссоциации кислот общим является образование катиона водорода H^+ .

Все известные нам общие свойства кислот: кислый вкус, окраска индикаторов (лакмус – красный, метилоранж – розовый, фенолфталеин – бесцветный) – обусловлены наличием ионов водорода H^+ .

Различны у кислот их кислотные остатки.

Можно дать определение кислотам с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Кислоты – это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов водорода (H^+) и анионов кислотных остатков.

Число ионов водорода, которые образуются при диссоциации одной молекулы кислоты, называется *основностью кислоты*.

Например, соляная кислота HCl – *одноосновная*, серная кислота H_2SO_4 – *двуосновная*.

Будьте осторожны при работе с кислотами, так как все кислоты опасны для здоровья. Даже столовый уксус (3-6%-й раствор уксусной кислоты в воде) опасен, он разъедает ткани рта, горла, желудка. Для пищевых целей его разбавляют водой.

При попадании кислот на кожу или в глаза надо сразу же промыть обожженное место проточной водой и обратиться к преподавателю. Это правило пригодится вам и в школьном кабинете и дома. Внимательно читайте этикетки на бытовых моющих и чистящих средствах.



Кислоты – это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода (H^+) и анионы кислотного остатка.



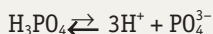
Общие свойства кислот обусловлены наличием ионов водорода.

1. Напиши формулы и уравнения диссоциации двух сильных и одной слабой кислот.

2. Укажи окраску индикатора (лакмуса, метилоранжа) в растворах кислот. Какие ионы определяют эту окраску?

3. Что называется основностью кислоты?

*4. Вычисли сумму зарядов частиц в левой и в правой части уравнений диссоциации:



*5. Напиши уравнение ступенчатой диссоциации угольной кислоты. Назови катионы и анионы. Составь формулы солей натрия и кальция с полученными анионами, назови их.

6. Дай определение кислотам с учетом их диссоциации.

7. Напиши формулы двух двухосновных кислот, используя таблицу растворимости.

8. Вычисли массу хлороводорода, который необходим для приготовления 200 г раствора концентрированной соляной кислоты с массовой долей HCl 38%.

*9. Даны растворы хлорида натрия, гидроксида натрия, серной кислоты. Как можно распознать серную кислоту?



10. Из колонки Б подбери названия к солям (колонка А):

А	Б
CaCO_3	гидрокарбонат магния
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	карбонат магния
MgCO_3	гидрокарбонат кальция
$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	карбонат кальция.

11. Впиши формулы в уравнения диссоциации солей:

карбонат натрия ... = $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	гидрокарбонат кальция ... = $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$
гидрокарбонат натрия ... = $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$	гидрокарбонат магния ... = $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$

12. Раздели на сильные (а), слабые (б) и средней силы (в) следующие кислоты: H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HCl , HBr , HI , HNO_3 , CH_3COOH , H_3PO_4 . Напиши уравнения их диссоциации.

13. Выбери правильные выражения: серная кислота

- 1) слабая, двухосновная; 3) сильная, двухосновная.
2) сильная, одноосновная;



Работа в группе

1. Составьте уравнения диссоциации из левых (А) и правых (Б) частей, указанных ниже:

А	Б
1. H_2SO_4	а) $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
*2. HSO_4^-	*б) $\text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
3. HCl	в) $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
4. HNO_3	г) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
5. H_3PO_4	д) $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$
*6. H_2PO_4^-	е) $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
*7. HPO_4^{2-}	*ж) $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
8. H_2CO_3	*з) $\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
*9. HCO_3^-	и) $\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
10. H_2S	к) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
*11. HS^-	*л) $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
12. CH_3COOH	м) $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
	н) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
	*о) $\text{H}^+ + \text{HS}^-$
	п) $\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
	р) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Назовите все анионы.

2. Из перечня кислот в п. 12 выберите кислоты: а) одноосновные; б) двухосновные; в) трехосновные.

5.8. Диссоциация щелочей (растворимых оснований) в водных растворах

Запишем диссоциацию щелочей (растворимых оснований) в водных растворах. Все щелочи диссоциируют полностью как сильные электролиты с образованием ионов металлов и гидроксид-ионов (OH^-) без ступенчатой диссоциации:

Гидроксид лития	$\text{LiOH} = \text{Li}^+ + \text{OH}^-$
Гидроксид натрия	$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Гидроксид калия	$\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$
Гидроксид бария	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$
Гидроксид кальция (известковая вода)	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Что общего в диссоциации щелочей?

При диссоциации щелочей общим является образование гидроксид-ионов OH^- .

Окраска индикаторов (лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый, метилоранж – желтый), мылкость, едкость и другие общие свойства щелочей определяются присутствием в растворе гидроксид-ионов OH^- . Если в растворе много ионов OH^- , то говорят, что среда щелочная.



Общие свойства щелочей определяются присутствием гидроксид-ионов.

Щелочи – это электролиты, которые диссоциируют с образованием анионов OH^- и катионов металла.

1. Какие вещества называются щелочами с точки зрения теории электролитической диссоциации? Приведи примеры. Назови катионы и анионы.
2. Какой ион является общим при диссоциации всех растворимых оснований?
3. Какова окраска индикаторов (лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа) в растворах щелочей? Какой ион определяет эту окраску?
4. В трех пробирках находятся растворы: хлорида калия, гидроксида калия, соляной кислоты. Как можно распознать гидроксид калия?
5. Составь формулу растворимого слабого основания гидроксида аммония из ионов: NH_4^+ – катиона и OH^- – аниона. Напиши уравнение его электролитической диссоциации.
- *6. Смешали 100 г 10%-го и 50 г 50%-го раствора гидроксида калия. Вычисли массовую долю KOH в полученном растворе.
7. Вычисли массовую долю Ca(OH)_2 в известковом молоке, если для приготовления смеси взято 560 г CaO и 2240 мл воды.



Работа в группе

1. Выберите правильные выражения. Гидроксид натрия – это: а) основание; б) растворимое основание; в) нерастворимое основание; г) щелочь; д) соль; е) кислота. Докажите правильность выбора.
2. Составьте формулы оснований, используя таблицу растворимости. Выберите из них щелочи и напишите уравнения их диссоциации.

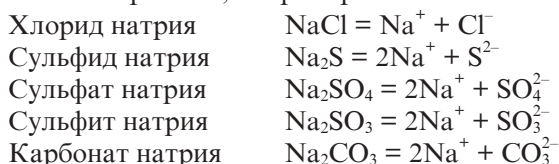
5.9. Диссоциация солей

Известно много разновидностей солей. Мы рассмотрим два вида: *средние* и *кислые соли*.

Соли	
средние	*кислые
NaCl	–
Na_2SO_4	NaHSO_4
Na_2CO_3	NaHCO_3
CaCO_3	$\text{Ca(HCO}_3)_2$

Средние соли состоят из атомов металла и кислотных остатков.

Растворимые средние соли диссоциируют полностью как сильные электролиты, например:



Средние соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Средние соли наиболее распространены в природе. Например, CaCO_3 – мел, мрамор, известняк, исландский шпат, NaCl – поваренная соль. Природная вода – это раствор сульфатов и хлоридов кальция, магния, железа и др.

Кислые соли состоят из атомов металла и кислотных остатков с одним или двумя атомами водорода, оставшимися от соответствующей кислоты.

Кислые соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка полностью как сильные электролиты.

В свою очередь кислотные остатки диссоциируют дополнительно как слабые электролиты.



Во всех уравнениях диссоциации суммы зарядов ионов слева и справа равны между собой.

Кислые соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла, катионы водорода и анионы кислотного остатка.

1. Какие соли называются средними? Составь по 2 формулы растворимых: а) хлоридов, б) сульфидов, в) сульфатов, г) карбонатов, д) нитратов. Напиши уравнения их диссоциации.
2. По таблице растворимости составь формулы растворимых солей и уравнения их диссоциации в водных растворах (по указанию учителя).
3. Водным раствором гидрокарбоната натрия с массовой долей NaHCO_3 2% пользуются для промывания кожи, слизистых оболочек глаз и верхних дыхательных путей при попадании на них кислот, раздражающих и отравляющих веществ. Такой раствор должен быть в каждой химической лаборатории. Вычисли массу раствора, который можно приготовить из 100 г гидрокарбоната натрия. Рассчитай массу и объем воды, необходимой для приготовления этого раствора.
4. Вычисли количество вещества и массу ионов кальция, которые попадают в воду при диссоциации: а) гидрокарбоната кальция количеством 0,2 моль; б) сульфата кальция количеством 0,05 моль.
5. При обжиге известняка (CaCO_3) получают негашеную известь (CaO) и углекислый газ. Вычисли массу негашеной извести, которую можно получить из карбоната кальция CaCO_3 массой 100 кг.





Работа в группе

Составьте уравнение диссоциации солей, если левая часть представлена в колонке А, а правая – в колонке Б.

А

- | | |
|--------------------------------|----------------------------------|
| (1) KNO_3 | (8) FeSO_4 |
| (2) NaCl | (9) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| (3) NH_4Cl | (10) AlCl_3 |
| (4) BaCl_2 | (11) Na_2CO_3 |
| (5) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | (12) K_3PO_4 |
| (6) CaCl_2 | (13) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ |
| (7) CaSO_4 | |

Б

- | | |
|---|---|
| (а) $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ | (з) $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ |
| (б) $\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$ | (и) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ |
| (в) $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ | (к) $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ |
| (г) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ | (л) $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ |
| (д) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ | (м) $3\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ |
| (е) $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ | (н) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$ |
| (ж) $\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ | |

5.10. Природная вода

5.10.1. Состав и качество природной воды

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 общечеловеческом смысле – это вода, которую применяют в жизни. Таковую 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).

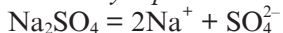
Неорганические вещества – это газы из воздуха: кислород, азот, углекислый газ; соли, в основном хлориды и сульфаты натрия, калия, магния, кальция, железа (II), железа (III), а также гидрокарбонаты кальция и магния.

Все соли в воде диссоциированы на ионы:

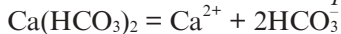
Хлориды



Сульфаты



Гидрокарбонаты



Например, по данным ученых, состав воды в реке Днестр в районе Вадул-луй-Водэ примерно такой, как показано в *таблице 5.4*.

Что должна содержать питьевая вода и чего в ней не должно быть?

Отвечая на этот вопрос, мы выясним, каким должно быть *качество воды*.

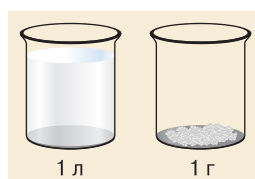
Таблица 5.4. Содержание ионов в воде реки Днестр (мг/л)

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 мг ионов меди

Суммарное содержание всех солей в воде называется минерализацией.



Нормальная питьевая вода.



Рис. 5.25. Содержание растворенных веществ в 1 тонне (1000 кг) воды разных видов

В особых случаях, когда нет другой воды, санитарные службы имеют право временно разрешить для питья 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 деятельности человека.

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 5.5.

Неприятный вкус и запах придает воде присутствие сероводорода H_2S , нефтепродуктов, соединений тяжелых металлов, продуктов разложения животных и растительных организмов.

Растворенный в воде кислород обеспечивает выживание рыб и других водных организмов.

Таблица 5.5. 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)

5.10.2. Загрязнение природной 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 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. 5.26).

Ионы других металлов, например железа, вымываются водой из железных труб: полярные молекулы воды "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. 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.

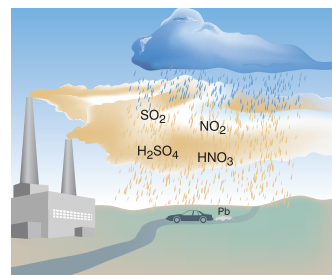


Рис. 5.26. Загрязнение атмосферы кислотами и тяжелыми металлами



Рис. 5.27. Биологические загрязнения



Рис. 5.28. Ученики 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 бесхозяйственности человека.

В нашей республике постоянно проводятся научные экспедиции, которые изучают степень загрязнения воды в различных источниках и влияние этих загрязнений на здоровье человека. Они выявили, 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 ученик по-хозяйски заботился о колодцах, источниках, реках, озерах и не допускал 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 и массу ионов кальция и магния, 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 . Будет ли вода иметь горький вкус?
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?

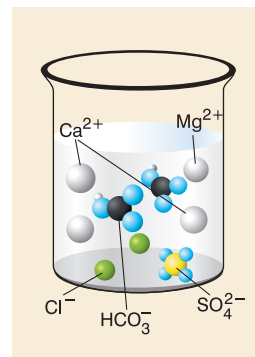


5.11. Жесткость воды и ее устранение. Ионные реакции

5.11.1. Жесткость воды

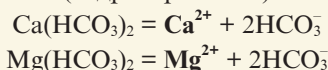
Вы, наверное, обращали внимание на хлопья, которые образуются в воде после мытья или стирки с применением мыла. Случалось, вероятно, слышать: какая плохая, жесткая вода! Мылом волосы не промоешь! Жесткая вода содержит много ионов кальция (Ca^{2+}) и магния (Mg^{2+}). Жесткость воды – это присутствие в ней ионов кальция Ca^{2+} и магния Mg^{2+} .

Жесткость воды бывает *временной, постоянной и общей*.

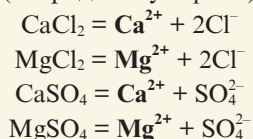


Общая жесткость (все соли кальция и магния)

Временная жесткость
(гидрокарбонаты)



Постоянная жесткость
(хлориды и сульфаты)



Жесткость воды измеряют в специальных единицах жесткости. Мягкая вода имеет показатель жесткости меньше 4, вода средней жесткости – от 4 до 8, жесткая вода – от 8 до 12, очень жесткая вода – выше 12.

Наиболее мягкая вода – это дождевая и талая. А морская вода очень жесткая. Так, например, общая жесткость воды Черного моря 65,5, причем 53,5 единицы жесткости приходятся на ионы магния и только 12 на ионы кальция, поэтому морская вода горькая. Вода рек, озер мягче, чем вода колодцев и родников. Так, жесткость воды реки Днестр колеблется от 3,5 до 8.

В Молдове существуют следующие допустимые пределы жесткости питьевой воды:

Назначение	Жесткость
для людей	7-10 единиц жесткости,
для свиней	12-14 ед.ж.,
для лошадей	12-15 ед.ж.,
для крупного рогатого скота	14-18 ед.ж.,
для овец	30-45 ед.ж.



Как ты думаешь, когда жесткость воды в Днестре меньше, во время весеннего половодья или в засушливое время?

5.11.2. Устранение жесткости

Как смягчить воду? Для этого надо устранить жесткость, то есть убрать из воды ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} . Каждое утро мы кипятим воду в чайнике. Оказывается, при этом мы устраняем *временную жесткость*, обусловленную гидрокарбонатами кальция и магния. Напишем уравнение реакции для разложения гидрокарбоната кальция:





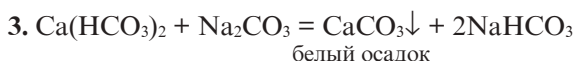
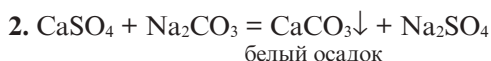
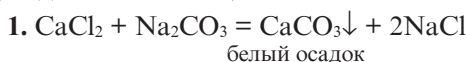
ЗАПОМНИ!

После устранения жесткости с помощью соды или других веществ пить воду нельзя, ее можно применять только для технических нужд.

Карбонат кальция CaCO_3 выпадает в осадок в виде накипи на стенках. То же самое происходит в паровых котлах и даже в обычных отопительных и водопроводных трубах.

Общую жесткость можно устранить добавлением веществ, образующих осадок с ионами кальция и магния.

Например, при добавлении соды Na_2CO_3 вода становится мягкой. При этом происходят реакции обмена между солями с образованием двух новых солей. Запишем уравнения реакций для солей кальция:



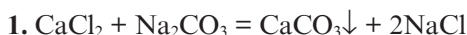
5.11.3. Ионные реакции

В этих трех реакциях обмена образовался нерастворимый в воде карбонат кальция, который выпадает в осадок. Это *молекулярные уравнения* (МУ), которые показывают, какие вещества вступают в реакцию и какие получаются в результате нее. Но ведь мы уже знаем, что воде придают жесткость не молекулы $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CaCl_2 , CaSO_4 , а ионы Ca^{2+} , которые появляются в ней при диссоциации этих солей. Следовательно, и в химической реакции устранения жесткости должны участвовать ионы Ca^{2+} .

Вооружимся таблицей растворимости (*Приложение*) и таблицей сильных и слабых электролитов (*таб. 5.3, с. 123*) и попытаемся перейти от молекулярных уравнений к ионным уравнениям. Но сначала договоримся о следующем:

- 1. Сильные электролиты записывать в виде ионов.**
- 2. Слабые электролиты, нерастворимые в воде вещества и газы оставлять в молекулярной форме.**

Рассмотрим первое уравнение.



Обсудим каждое вещество. Чтобы уберечь себя от ошибок, будем при этом задавать себе два вопроса:

1. Растворимо вещество или нет?
2. Сильный или слабый электролит данное вещество?

Используя таблицы, обсудим каждое вещество в молекулярном уравнении:

CaCl_2 – соль, растворима в воде, сильный электролит, пишем в ионной форме ($\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$).

Na_2CO_3 – соль, растворима в воде, сильный электролит, пишем в ионной форме ($2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$).



Только сильные электролиты записываем в виде ионов.

Сильные электролиты

Кислоты

HCl , HBr , HI ,
 HNO_3 , H_2SO_4

Основания

NaOH , KOH ,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

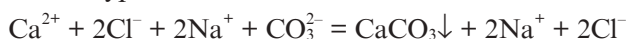
Соли

Все растворимые соли

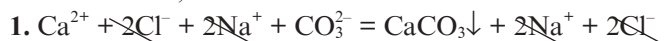
CaCO_3 – соль, нерастворима в воде, оставляем без изменений в молекулярной форме.

2NaCl – соль, растворима в воде, сильный электролит, записываем в ионной форме с учетом коэффициента ($2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$).

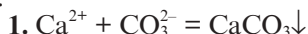
Запишем уравнение:



Такое уравнение называется *полным ионным уравнением* (ПИУ), хотя в него входят и вещества, записанные в молекулярной форме. Сократим слева и справа одинаковое число одинаковых ионов, это ионы 2Cl^- и 2Na^+ :

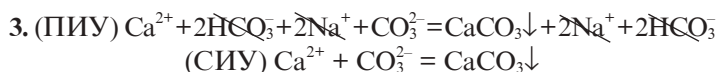
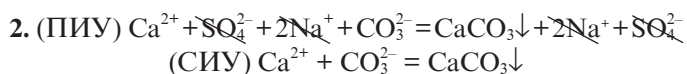


Эти ионы не исчезают, они просто сосуществуют рядом друг с другом в растворе, но не вступают в химическую реакцию. Таков смысл сокращения. Перепишем то, что осталось после сокращения:



Это *сокращенное ионное уравнение* (СИУ).

Для второго и третьего молекулярных уравнений проводим те же операции:

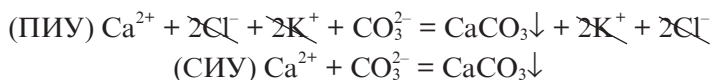


Все три реакции обмена идут до конца за счет связывания ионов кальция Ca^{2+} и карбонат-ионов CO_3^{2-} в нерастворимое вещество CaCO_3 . При этом жесткость воды устраняется.

Сокращенное ионное уравнение показывает, какие ионы вступили в реакцию. Значит, жесткость можно устранить, если добавить в воду вещество, дающее при диссоциации карбонат-ион CO_3^{2-} . Это должно быть растворимое в воде вещество, сильный электролит. Попробуем заменить соду Na_2CO_3 на K_2CO_3 (поташ), то есть перейти от ионного к молекулярному уравнению:



Для проверки составим ионные уравнения:



Получили такое же сокращенное ионное уравнение. Следовательно, вещество K_2CO_3 вместо Na_2CO_3 выбрано правильно. Следует помнить, что после устранения жесткости с помощью соды или других веществ пить воду нельзя, ее можно применять только для технических нужд.

Как устранить накипь в чайнике? Надо провести химическую реакцию, в результате которой нерастворимый карбонат кальция CaCO_3 разрушится и превратится в растворимое

Слабые электролиты

Кислоты

H_2S , H_2CO_3 ,
 CH_3COOH , H_2SiO_3

Основания

NH_4OH
и все
нерастворимые
основания

H_2O



Слабые электролиты, нерастворимые в воде вещества, газы записываем в молекулярной форме.



МУ – молекулярное уравнение
ПИУ – полное ионное уравнение
СИУ – сокращенное ионное уравнение.

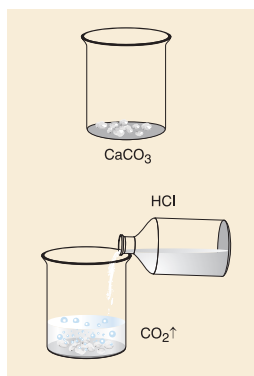
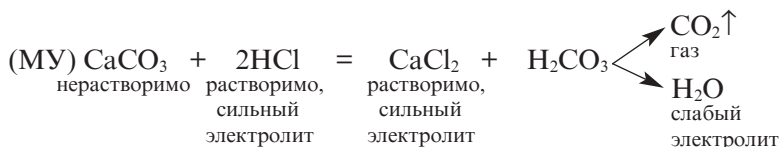
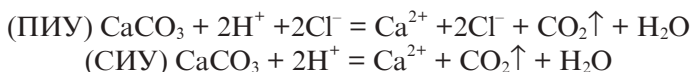


Рис. 5.29. Такая же реакция происходит при растворении накипи в кислоте

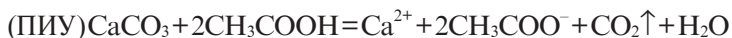
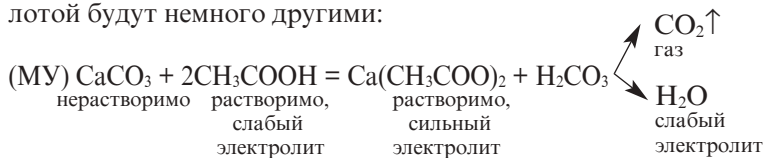
вещество. Добавим к кусочку мела (тоже CaCO_3) немного раствора соляной кислоты (рис. 5.29). Наблюдаем бурное выделение бесцветного газа. Запишем уравнение реакции:



Составим ионные уравнения (в виде ионов пишем только сильные электролиты):



Реакция идет до конца, потому что получается газ CO_2 , который уходит из реакционной смеси, и слабый электролит вода H_2O . Говорят: "Карбонат кальция растворяется в кислоте". Так же можно поступить и с накипью. Надо налить в чайник раствор соляной кислоты или залить уксусом (уксусная кислота). Накипь разрыхлится и ее легко можно будет удалить. Ионные уравнения реакции со слабой уксусной кислотой будут немного другими:



Это ионное уравнение одновременно и полное, и сокращенное.

Таким образом, мы узнали следующее:

жесткость воды – это наличие в ней ионов кальция (Ca^{2+}) и магния (Mg^{2+});

устранить жесткость – значит удалить из воды ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Реакции в растворах происходят с участием ионов и направлены в сторону связывания ионов.

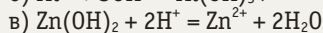
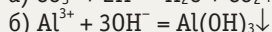
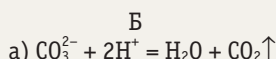
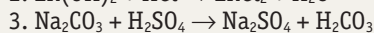
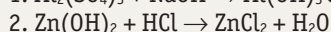
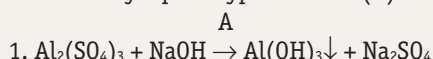


Реакция идет до конца, если образуется газ, осадок или слабый электролит.

1. Объясни, что такое жесткость воды.
2. Каковы значения жесткости для: а) мягкой воды, б) воды средней жесткости, в) жесткой воды, г) очень жесткой воды?
3. Какие нормы жесткости питьевой воды допускаются в Молдове?
4. Какая вода мягче – в реках или в подземных источниках? Как ты думаешь, почему?
5. Какая бывает жесткость?
6. Какие соли кальция и магния определяют: а) временную, б) постоянную, в) общую жесткость?
7. Как можно устранить: а) временную; б) постоянную, в) общую жесткость? Напиши уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.



8. Напиши молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения реакций обмена нитрата серебра (AgNO_3) с каждым из указанных веществ: а) соляной кислотой; б) хлоридом натрия; в) хлоридом калия; г) хлоридом кальция; д) хлоридом магния; е) хлоридом железа (II); ж) хлоридом железа (III). Какие из указанных реакций могут происходить с природной водой?
9. Напиши молекулярные и ионные уравнения реакций обмена хлорида бария с каждым из указанных веществ: а) серной кислотой; б) сульфатом натрия; в) сульфатом кальция; г) сульфатом магния; д) сульфатом железа (II); е) сульфатом железа (III). Какие из реакций могут происходить с природной водой?
- *10. Пользуясь таблицей растворимости, предложи вещества, добавление которых к воде может устранить жесткость (связать ионы Ca^{2+} и Mg^{2+}). Напиши молекулярные и ионные уравнения реакций.
11. Установи сокращенные ионные уравнения (Б), которые могут соответствовать приведенным молекулярным уравнениям (А):



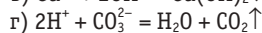
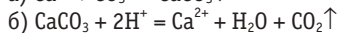
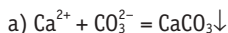
Уравняй реакции.

- *12. В лаборатории разлили раствор серной кислоты, содержащий 19,6 г H_2SO_4 . Для нейтрализации добавили сначала 80 г 10%-го раствора NaOH , а остальное нейтрализовали раствором гидроксида калия массой 100 г. Вычисли массовую долю KOH в растворе. Напиши уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
13. К раствору, содержащему 0,5 моль CaCl_2 , добавлен избыток соды. Вычисли массу осадка.
14. Вычисли массу накипи (CaCO_3), которую растворит уксусная кислота массой 200 г с массовой долей CH_3COOH в ней 6%.



Работа в группе

1. Составьте молекулярные уравнения, выберите вещества, между которыми могут произойти реакции, выраженные сокращенными ионными уравнениями:



2. Проведите домашний эксперимент. Налейте в один стакан воду из колодца или крана, а в другой – прокипяченную воду. Опустите в каждый стакан по кусочку мыла и хорошо перемешайте. Что наблюдаете? В каком стакане хлопьев образуется больше? Сделайте вывод. Отделите хлопья от воды и опустите в очищенную воду по кусочку мыла. Что наблюдается? Какую роль сыграло мыло в первом опыте? Возьмите новые порции воды, добавьте соду (Na_2CO_3), а затем мыло. Что наблюдается в этом случае? Сделайте выводы.

5.12. Очистка природной воды

5.12.1. Природная очистка

Веками люди пили воду рек, озер, родников без вреда для здоровья. Было достаточно природной очистки (рис. 5.30), которая происходит тремя способами:

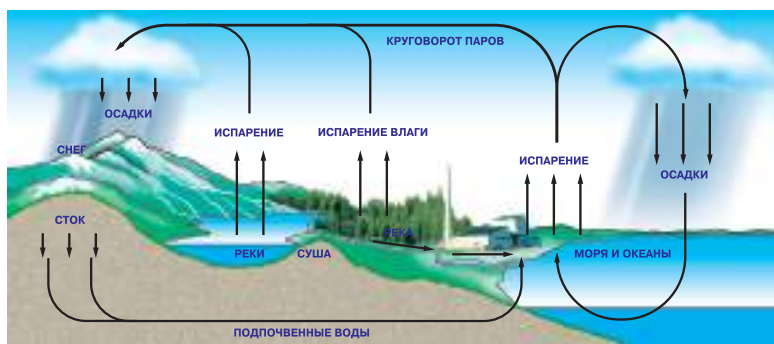


Рис. 5.30. Круговорот воды в природе

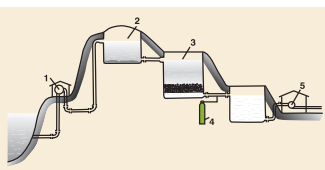


Рис. 5.31. Схема городской очистительной станции
1 – насос; 2 – отстойник; 3 – фильтр; 4 – установка для хлорирования воды; 5 – насос, подающий воду потребителю

I. Сначала *испарение*, затем *конденсация*. Дождь и снег многие века были чистойшей формой воды.

II. *Очистка от органических загрязнителей*. В нескольких сантиметрах под слоем почвы находятся бактерии, которые "поедают" эти органические вещества и превращают их в набор безвредных соединений.

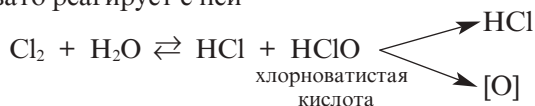
III. *Фильтрация* природных вод через песок и гравий. При этом из воды удаляются все мелкие частицы.

5.12.2. Очистка водопроводной воды

В наше время люди берут воду рек и туда же сливают использованную воду. Так речная вода оказалась сильно загрязненной. Поэтому природной очистки не хватает. Из курса 7 класса мы знаем, что на водоочистительной станции городского водопровода воду очищают в несколько стадий (рис. 5.31).

I стадия. Отделение крупных примесей. На пути воды из водозабора ставят металлическую сетку, которая задерживает все крупные предметы: рыбу, палки, пустые бутылки и т.д.

II стадия. Предварительная дезинфекция. В воду добавляется хлор (Cl_2) или гипохлорит натрия (NaClO) для дезинфекции. Хлор – неполярное вещество, он плохо растворим в воде, но зато реагирует с ней

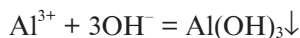


Хлорноватистая кислота разлагается на HCl и атомарный кислород – очень сильный окислитель. Он убивает бактерии в воде.

Гипохлорит натрия NaClO растворяется в воде и, реагируя с ней, также образует хлорноватистую кислоту, которая дает атомарный кислород.

III стадия. Устранение мути. 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 мути и образует хлопья.

IV стадия. Отстаивание. Хлопья гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ вместе с частичками мути 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 очень дорогой и действует только в момент применения.

Использование активированного угля. Активированный уголь – это уголь, приготовленный особым образом. Он содержит множество мельчайших дырочек-пор. За счет пор очень сильно увеличивается поверхность соприкосновения такого угля с жидкостью. Если пропустить природную воду через угольный фильтр, то ионы тяжелых металлов, многие вредные органические вещества "прилипают" к поверхности угля. Такое поглощение поверхностью называется *адсорбцией*. Бытовые фильтры в нашей республике в основном работают на активированном угле (рис. 5.32).



Рис. 5.32. Аппараты для фильтрации воды

1. Опиши, как происходит очистка воды в природе.
2. Какая вода веками была ее чистейшей природной формой?
3. Вычисли массу гидроксида алюминия, который образуется при взаимодействии сульфата алюминия с гашеной известью массой 7,4 г.
- *4. Из воды, содержащей сероводород, хорошо осаждаются ионы тяжелых металлов (Pb^{2+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+}) в виде сульфидов. Напиши молекулярные и ионные уравнения реакций осаждения, считая, что металлы находятся в воде в виде хлоридов.
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 чистой 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 там, где вы живете?

5.13. Получение дистиллированной воды

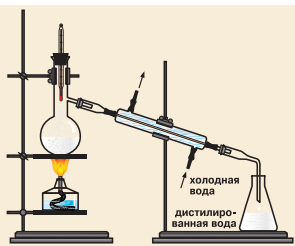


Рис. 5.33. Лабораторная установка для перегонки воды

В химических лабораториях применяют воду, в которой нет растворенных солей. *Основной способ получения чистой воды – эта полная очистка природной воды путем перегонки – дистилляции.* Для этого применяют лабораторные и промышленные дистилляторы (рис. 5.33, 5.34).

При дистилляции вода в колбе кипит, испаряется, а пары воды конденсируются в другом месте – в приемнике (рис. 5.33). На дне колбы остаются все растворенные соли, органические вещества и нерастворимые примеси. Вода, которую получают путем дистилляции природной воды, называется *дистиллированной водой*.

В дистиллированной воде, как и в природной, растворены кислород и углекислый газ. Эти газы попадают в воду из воздуха путем диффузии. За счет этого дистиллированная вода имеет слабокислую реакцию. Дистиллированную воду применяют для приготовления растворов в химических лабораториях. Также ее используют для приготовления лекарств, поэтому она продается в аптеках.

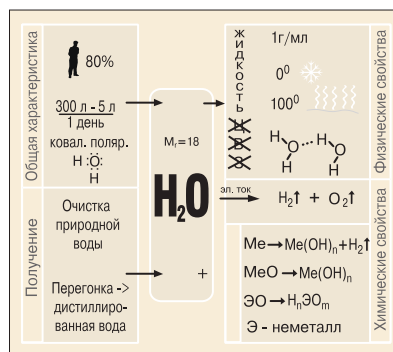


Рис. 5.34. Дистиллятор



Работа в группе

Опишите свойства воды по этой схеме:



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3

Реакции ионного обмена

Вспомните „Правила техники безопасности при работе в кабинете химии“ (стр. 5).

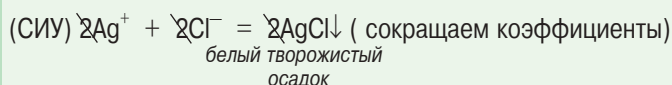
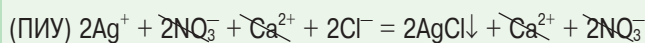
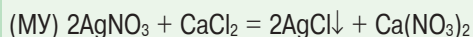


Приборы и реактивы:

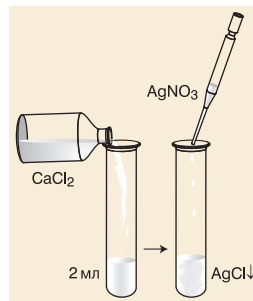
- | | |
|--------------------------------------|--|
| • штатив с пробирками, | кислоты, гидроксида натрия, |
| • водопроводная или колодезная вода, | нитрата серебра, хлорида кальция, сульфата кальция, карбоната натрия, фенолфталеина, мыла. |
| • растворы соляной кислоты, серной | |

Опыт 1. Реакции, протекающие с образованием осадка

В пробирку налейте 1-2 мл раствора хлорида кальция (CaCl_2), добавьте туда 3-4 капли раствора нитрата серебра (AgNO_3). Перемешайте содержимое пробирки. Наблюдайте образование белого творожистого осадка. Запишите молекулярное и ионные уравнения проведенной реакции обмена:

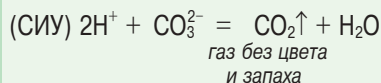
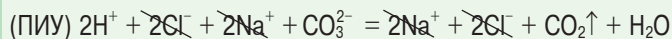
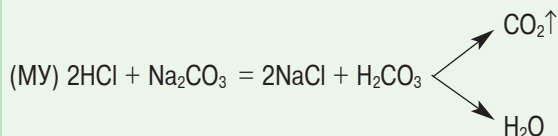


Запишите наблюдения и выводы.

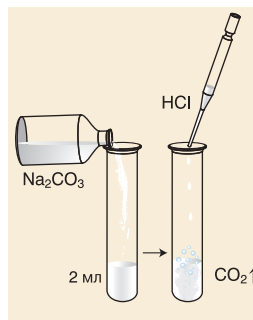


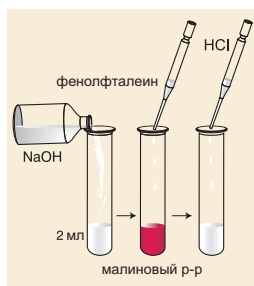
Опыт 2. Реакции, протекающие с выделением газа

В пробирку налейте 1-2 мл раствора карбоната натрия (Na_2CO_3), добавьте туда по каплям раствор соляной кислоты (HCl). Наблюдайте интенсивное выделение газа без цвета и запаха. Запишите молекулярное и ионные уравнения проведенной реакции обмена:



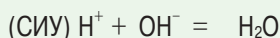
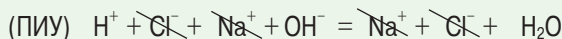
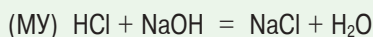
Что произойдет, если заменить соляную кислоту на серную? Каким будет сокращенное ионное уравнение? Сделайте выводы.





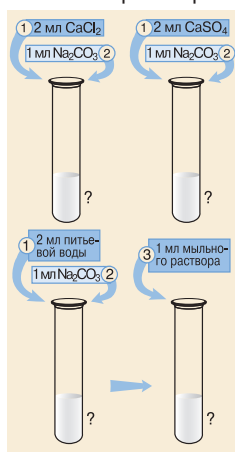
Опыт 3. Реакции, протекающие с образованием слабого электролита

В пробирку налейте 1-2 мл раствора гидроксида натрия (NaOH), добавьте туда 1-2 капли раствора фенолфталеина. Раствор приобретает малиновую окраску. Затем прибавьте по каплям раствор соляной кислоты (HCl) до обесцвечивания раствора. Запишите молекулярное и ионные уравнения проведенной реакции обмена:



Что произойдет, если заменить соляную кислоту на серную? Каким будет сокращенное ионное уравнение? Сделайте выводы.

Наливаем растворы



Опыт 4. Устранение жесткости воды

4.1. В одну пробирку налейте 1-2 мл раствора хлорида кальция, в другую – столько же раствора сульфата кальция, в третью – 2-3 мл водопроводной или природной воды. В каждую из пробирок добавьте по 1 мл раствора соды (карбоната натрия). Запишите наблюдения и уравнения реакций.

4.2. В пробирку, куда были налиты природная вода и раствор соды, прилейте 1 мл раствора мыла. Для сравнения налейте в четвертую пробирку 2-3 мл природной воды и добавьте в нее 1 мл раствора мыла. Запишите наблюдения.

Сделайте выводы.

Воймите посуду. Приведите в порядок рабочее место.

ИТОГОВОЕ ОЦЕНИВАНИЕ

I. Физические свойства воды следующие:

- а) жидкость без цвета, вкуса, запаха;
- б) реагирует с отдельными оксидами металлов и неметаллов;
- в) кипит при 100°C ;
- г) реагирует с некоторыми металлами;
- д) замерзает при 0°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) выражения:

- П. Н. – Молекулы воды – полярные молекулы.
- П. Н. – Питьевая 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. В какой паре веществ реакция идет до конца:

- а) $\text{CaSO}_4 + \text{HCl}$; б) $\text{CaSO}_4 + \text{NaCl}$; в) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$?

VIII. Закончи молекулярные уравнения реакций:

- а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ в) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Составь полные и сокращенные ионные уравнения этих реакций.



6

После изучения этой главы ты будешь способен:

- приводить примеры веществ, которые содержатся в окружающей среде, соотнося их с классом соединений, возможными реакциями и применением;
- аргументировать значение и объяснять явления, химические превращения неорганических веществ в повседневной жизни;
- представлять информацию о классах неорганических веществ в виде таблиц, схем, рисунков и т.д.;
- оценивать важность изучения веществ и их превращений; преимущества, которые предоставляет химия для повседневной жизни, для решения проблем защиты окружающей среды.



Гидрокарбонаты – это соли угольной кислоты, содержащие кислотный остаток HCO_3^- , например, NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Вещества вокруг нас

6.1. Вещества в воздухе, воде и почве

В настоящее время известно более 17 млн. химических веществ. Большая часть из них была открыта и получена из природных источников (воздуха, воды и почвы). Также есть вещества, полученные синтетическим путем (с помощью химических реакций), так как они не существуют в природе.

Конечно, не все вещества применяются в повседневной жизни. Самые известные – это вещества из окружающей среды, а также те, которые мы используем в определенных целях (для питания, транспорта, медицинского лечения, различной деятельности).

Опираясь на изученный материал, мы можем назвать и проанализировать некоторые из окружающих нас веществ.

Атмосферный воздух возле поверхности Земли – это смесь различных газов. Воздух содержит постоянные и переменные компоненты. Постоянные компоненты – это кислород – 20,95%, азот – 78,09%, углекислый газ – 0,03%, инертные газы 0,94%. Также воздух может содержать переменные компоненты: озон, пары воды, аммиак, оксиды азота, серы, оксиды углерода, пыль, сажу. Присутствие аммиака и оксидов углерода, азота и серы в воздухе ощущается в загрязненных промышленных зонах.

Природная вода. Количественный и качественный состав природной воды различен в зависимости от ее типа, происхождения, контакта с окружающей средой, климатических условий и т.д.

Природная вода содержит множество веществ, взвешенных или растворенных в ней. Среди этих веществ есть и газы: азот, кислород, углекислый газ, сероводород, оксиды азота и серы. Также вода содержит и некоторые растворенные в ней соли: гидрокарбонаты кальция и магния, сульфаты кальция и магния, хлориды натрия, калия и других металлов.

Природная вода благоприятна для развития живых организмов, только если содержание в ней вышеперечисленных компонентов не превышает предельно допустимую концентрацию.

Почва – это также смесь многих компонентов, включая:

- гумус, содержащий множество органических веществ;
- песок, основной компонент которого – оксид кремния;
- глина, содержащая силикаты алюминия, кальция, магния, железа (II), оксиды алюминия и железа;
- минералы, в состав которых входит 23 малоактивных элемента, встречающихся в самородном состоянии, в том числе Cu, Ag, Au, C, а также сложные вещества:

оксиды алюминия, железа, хлорид натрия, фторид кальция, карбонат и сульфат кальция и другие.

Качественный и количественный состав почв зависит от географической зоны, рельефа, времени года, типа сельскохозяйственных работ.

6.2. Природные вещества, используемые в повседневной жизни

Открытые химические вещества со временем находят применение в различных областях. Конечно, не все вещества могут применяться в повседневной жизни. Полезные свойства для многих из них еще не найдены. Некоторые вещества труднодоступны и очень дорогостоящи, другие – токсичны или химически неустойчивы. Однако эти вещества могут быть использованы в химической промышленности в качестве сырья в производстве различных продуктов: красителей, медикаментов, каучуков (для автомобильных шин), синтетических волокон (для различных текстильных изделий), пластмасс (для технических деталей, оборудования, труб). Все эти продукты синтетические.

Какие же вещества природного происхождения мы используем в повседневной жизни?

Из простых веществ это относительно устойчивые некоторые металлы и неметаллы, а из сложных веществ – различные неорганические вещества: оксиды, основания, кислоты и соли.

6.2.1. Простые вещества

Анализируя Периодическую систему химических элементов, мы замечаем, что некоторые названия мы слышали еще до изучения химии. Например: золото, серебро, железо, медь, алюминий, кислород, водород, углерод, йод и т. д. Эти вещества широко применяются в повседневной жизни благодаря своим физическим и химическим свойствам.

Золото (Au) – благородный металл желтого цвета, устойчивый на воздухе и в воде. Это мягкий металл, имеющий высокую электропроводность и самую высокую пластичность; из него можно вытянуть проволоку или прокатать листы толщиной 0,1 микрон.

Применяется для изготовления ювелирных изделий, монет, медалей, зубных протезов, электрических контактов (рис. 6.1). Максимальная степень чистоты золота 24 карата.

Серебро (Ag) – белый блестящий металл. Как и золото, серебро устойчиво на воздухе и в воде и имеет такие же области применения (рис. 6.1). Большие количества серебра используются для производства зеркал и в фотографии.

Благодаря дезинфицирующим свойствам серебро используется в производстве предметов домашнего обихода (столовых приборов, посуды и т.д.)

Вещества, полученные из природных источников (воздуха, воды и почвы) – это вещества природного происхождения, а полученные химическим путем – это синтетические вещества. Может ли одно и то же вещество считаться и природным и синтетическим?

На сегодняшний день известно 118 химических элементов, из которых 89 встречаются в природе. Это элементы № 1–92, за исключением элементов № 43, 85, 87. Остальные элементы получены синтетическим путем.

Пластичность – способность некоторых металлов вытягиваться в тонкую проволоку под механическим воздействием.



Рис. 6.1. Изделия из золота и серебра



Учеными установлено, что ядро Земли состоит из смеси железа и никеля.

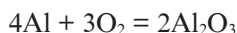
Иногда мы замечаем, что изделия из серебра тускнеют и чернеют. Почему? Потому что серебро имеет большое сродство к сере и легко соединяется с ней. Соединения серы находятся в небольших количествах в воде. При контакте серебра с водой образуется сульфид серебра Ag_2S черного цвета.

Железо (Fe) – это серебристо-серый металл, имеет высокую электропроводность, легко намагничивается. Во влажном воздухе железо легко окисляется, покрываясь пористой оксидной пленкой (ржавчиной).

Очень большие количества железа используются в виде сплавов (чугуна и стали), которые также являются хорошими проводниками тепла. Из чугуна изготавливают кухонную посуду (казаны, сковородки), инструменты, различные детали для машин, батареи отопления. Из стали делают трубы (для нефти, газа, горячей воды), строительные материалы, арматуру для бетона, детали для машин (рис. 6.2). В сочетании с другими элементами железо входит в состав гемоглобина красной крови.

Алюминий (Al) – наиболее распространенный металлический элемент в земной коре, встречается только в виде соединений (руд). Это серебристо-белый металл, ковкий, имеет высокую электро- и теплопроводность.

Анализируя положение алюминия в вытеснительном ряду металлов (он находится сразу после магния, стр. 72), мы видим, что алюминий – довольно активный металл. В реальности же алюминий пассивен. Почему? Потому что на его поверхности образуется очень тонкая пленка оксида алюминия, который химически устойчив и защищает металл от разрушения:



Будучи легким металлом, алюминий и его сплавы успешно применяются в авиастроении. Также алюминий используется в производстве электрических кабелей, посуды для домашнего и промышленного применения, тонкой фольги для упаковки.

Кислород (O_2) – как простое вещество входит в состав воздуха (1/5 часть). Это активный неметалл, взаимодействует почти со всеми металлами и неметаллами (кроме инертных газов, галогенов и благородных металлов).

Изучив свойства простого вещества кислорода (см. третью главу учебника), мы убедились, что он имеет жизненно важное значение для человека, так же как и его аллотропное видоизменение озон O_3 .

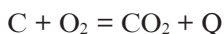
Водород (H_2) в виде простого вещества в природе не встречается. Как химический элемент входит в состав соединений. Водород мы подробно охарактеризовали в третьей главе. Познакомьтесь с дополнительной информацией о роли водорода в развитии химии и науки в целом в рубрике «Интересная информация для творческой работы».



Рис. 6.2. Области применения железа (чугуна, стали) и алюминия

Углерод (C) – это неметалл. В свободном состоянии этот элемент встречается в природе в виде алмаза, графита, угля. Из графита изготавливают электроды, стержни карандашей.

Уголь в основном используется в качестве топлива в быту и в промышленности, так как при реакции горения угля выделяется большое количество тепла:



Уголь также широко применяется в производстве автомобильных шин, типографской краски и т.д. Из древесины или из косточек при термическом разложении без доступа кислорода получают пористый древесный уголь, из которого затем получают *активированный уголь*.

Активированный уголь используется в фильтрах для воды, а также в качестве лекарства при отравлениях.

Алмаз – это очень твердый материал. Из него производят инструменты для резки металлов, бурения горных пород. Кристалл алмаза сильно преломляет лучи света (играет на свету), поэтому алмаз используют как драгоценный камень в производстве ювелирных украшений (рис. 6.3.).

Йод (I₂) – неметалл, твердое фиолетово-черное вещество с металлическим блеском и специфическим запахом. При небольшом нагревании образует пары фиолетового цвета. Если капнуть раствор йода на срез картофеля, то он окрашивается в синий цвет. Йод – один из жизненно важных элементов; у человека и высших животных он концентрируется в щитовидной железе. Спиртовой раствор йода используется как антисептик при обработке ран.



Рис. 6.3. Области применения углерода



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. Есть множество аргументов в пользу этого высказывания:

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 и аргументирован смысл Периодического закона. (Почему? Какой простейший элемент может использоваться для сравнения?)
3. Водород внес вклад в совершение открытий и в других областях, являясь самым распространенным элементом во Вселенной, на Солнце, звездах, в межзвездном пространстве. (В какой форме?)
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 – ядерная реакция, сопровождающаяся выделением огромного количества энергии.

Таким образом, мы можем считать, что водород – это удивительный 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. Какие вещества служили в качестве сырья для синтеза новых веществ в начале развития химии?
2. Сколько химических элементов в Периодической системе?
3. Сколько химических веществ было открыто до сих пор и каково их происхождение?
4. Перечисли постоянные компоненты воздуха и укажи их содержание (в %).
5. Назови переменные компоненты воздуха и объясни причину их появления в воздухе.
6. С какой целью продаются йодированная минеральная вода и йодированная поваренная соль? Могут ли эти продукты подвергаться тепловой обработке?
7. Какие металлы или неметаллы используются (на основе каких свойств?) в производстве:

а) электрических кабелей;	д) зеркал;
б) батарей, казанов, сковородок;	е) инструментов для резки металлов;
в) спиртовых антисептических растворов;	ж) ювелирных изделий;
г) самолетов, космических кораблей;	з) фильтров для очистки воды?
8. В уравнении реакции получения железа по реакции взаимодействия оксида железа (III) с водородом сумма коэффициентов равна:
а) 6; б) 7; в) 8; г) 9.
9. Между Израилем и Иорданием находится Мертвое море, в котором не обитает ни одно живое существо. Как ты думаешь, почему?
10. Для дезинфекции воды был использован слиток, содержащий 0,27 г серебра. Определи количество вещества серебра в этом слитке.



Работа в группе

1. Установите, какая начальная буква чаще всего встречается в обозначении химических элементов в Периодической системе (в химических символах)? Какая буква не встречается в химических символах?
2. Определите количество химических элементов в I, II, III, IV, V периодах. Вы убедитесь, что в одних случаях количество элементов разное, а в других – одинаковое. Что именно обозначают эти цифры?



Рис. 6.4. Ржавление железа



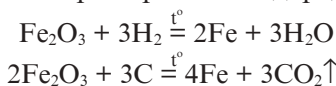
Рис. 6.5. Карьер по добыче камня

6.2.2. Представители классов неорганических соединений

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:



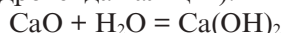
Оксид кальция (CaO) называется также *негашеной известью*. Получается при высокотемпературном разложении карбоната кальция (при температуре $1200^\circ C$) в специальных печах (рис. 4.13, стр. 92):



Карбонат кальция, называемый также *известняком*, входит в состав горных пород и минералов. На территории Рес-

публики Молдова во многих населенных пунктах есть карьеры по добыче камня, в которых добывают известняк (рис. 6.5).

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. 6.6.). 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 остатков животных и растительных организмов, горения природного газа, нефти, древесины, разложения карбонатов, ферментации виноградного сока.

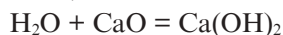
Будучи кислотным оксидом, при растворении в воде углекислый газ образует неустойчивую угольную кислоту H_2CO_3 , которая обратимо разлагается:



Равновесие между CO_2 и H_2CO_3 поддерживается и в газированной воде, которую мы пьем.

Оксид водорода – вода (H_2O). 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 используются уксусная и соляная кислоты. Первая – это орга-



Рис. 6.6. Драгоценные камни, содержащие оксид алюминия

Самый ценный продукт питания – это вода. Почему?

Напиши уравнения реакций образования в атмосфере этих кислот.

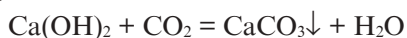


В ежедневном питании мы используем продукты, в состав которых входят некоторые кислоты. Например, яблоки содержат яблочную кислоту, citrusовые – лимонную кислоту, щавель – щавелевую кислоту, уксус – уксусную кислоту. Эти кислоты являются органическими веществами, но, как и неорганические кислоты, содержат в молекуле активные атомы водорода и проявляют свойства кислот.

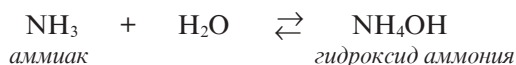
ническое вещество. Водный раствор уксусной кислоты известен под названием уксус, который является консервантом и хорошей приправой к пище. Соляная кислота HCl – это единственная неорганическая кислота, которая выполняет важнейшую функцию в нашем организме – способствует пищеварению в желудке.

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 непредвиденных ситуациях (обмороках) используется нашатырный спирт – раствор гидроксида аммония NH_4OH , слабого основания с резким запахом аммиака. Реакция получения этого основания обратима:



Соли. Соли состоят из металла и кислотного остатка. Нам хорошо знакома поваренная соль NaCl – самая известная приправа к пище и консервант. В природных месторождениях встречается в форме каменной соли или морской соли. В состав каменной соли наряду с хлоридом натрия (97-98%) входят небольшие количества хлоридов кальция, магния и калия, а также сульфатов кальция и магния.

Хлорид натрия крайне необходим для жизни. Он используется для производства физиологического раствора, так как поддерживает соответствующее 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.

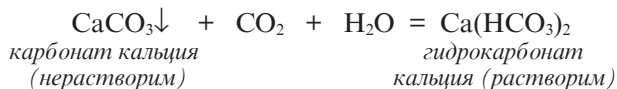
Еще одна широко используемая человеком соль – это гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , называемый также *пищевой содой*. Это кислая соль. А средняя соль Na_2CO_3 – это стиральная сода. Эти две соли похожи по составу, но очень отличаются по физиологическому действию; соль Na_2CO_3 вредна для внутреннего применения.

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 рас-

творимую 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. 6.7):



Эти превращения являются природными обратимыми процессами.



Рис. 6.7. Сталактиты из карбоната кальция

- 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.
- Опиши применение в повседневной жизни оксидов:
а) кальция, б) алюминия, в) водорода.
- Объясни свойства и соотнеси их с применением для следующих соединений:
а) HCl , б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, в) NH_4OH .
- Считается, что углекислый газ переносит камни на большие расстояния. Объясни это явление с помощью уравнений реакций.
- 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?
- Перечисли некоторые кислоты из окружающей среды. Где они находятся? Какие из этих кислот являются пищевыми?



Работа в группе



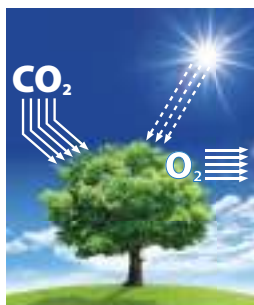
- В кабинете химии на столе учителя находятся склянки с веществами. Определите их количество, если: во всех, кроме двух, находятся оксиды, во всех, кроме двух, – основания, во всех, кроме двух, – соли.
- Основываясь на информации, представленной в этой главе, найдите как можно больше взаимосвязей химии с другими изучаемыми дисциплинами (например, физикой, географией, математикой и др.) и заполните предложенную таблицу междисциплинарных взаимосвязей:

Таблица междисциплинарных взаимосвязей для 8-го класса

Фрагмент текста из учебника химии	Взаимосвязи с другими дисциплинами

6.3. Химические реакции в повседневной жизни

Явления, которые спонтанно происходят вокруг нас или те, которые происходят при нашем непосредственном участии, могли бы быть опытами, выполненными в гигантской химической лаборатории. В нашей повседневной жизни мы наблюдаем или участвуем во множестве *физических явлений*: кипятим воду для чая, кофе, размораживаем замороженные продукты, растворяем сахар в чае или соль в супе и т.д.



Каковы условия осуществления процесса фотосинтеза?

Может ли этот процесс происходить ночью? Какой процесс протекает в ночное время?

Напиши уравнения упомянутых реакций замещения.



Какая из этих двух реакций обратима в природных условиях?

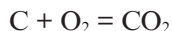
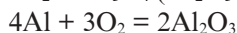


То же можно сказать и о *химических явлениях*. Мы наблюдаем, как горят природный газ или дрова и уголь в печи; моем посуду и стираем одежду с помощью моющих средств (жиры взаимодействуют со щелочными агентами); нейтрализуем уксусом (который является кислотой) пищевую соду при приготовлении теста для выпечки и многое другое. Химические явления происходят, например, и при ржавлении железа или при фотосинтезе – природном процессе, когда зеленые растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород.

Классификация химических реакций

Окружающие нас химические превращения могут быть классифицированы по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции на четыре типа: реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

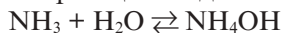
Реакции соединения. Процессы окисления кислородом воздуха металлов или неметаллов при обычных условиях или при сжигании (с образованием оксидов) – это реакции соединения. Например:



В реакциях соединения могут участвовать и некоторые сложные вещества, например, основной и кислотный оксиды:



Образование гидроксида аммония при растворении аммиака в воде – также реакция соединения:

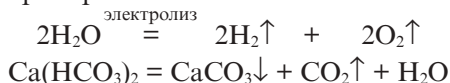


Реакции замещения. В реакциях замещения атомы простого вещества становятся на место атомов одного из элементов в сложном веществе.

Например, получение водорода при обработке цинка соляной кислотой или промышленное получение железа при взаимодействии оксида железа (III) с водородом или углеродом – все это реакции замещения.

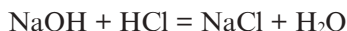
Если внесем железный гвоздь в синий раствор сульфата меди (II), то через некоторое время серебристый железный гвоздь покроется красноватым налетом меди. В этом случае более активное железо замещает атомы меди в соли CuSO_4 .

Реакции разложения. В реакциях разложения под действием высоких температур, света из одного сложного вещества получаются два-три простых или менее сложных вещества. Например:



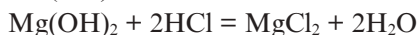
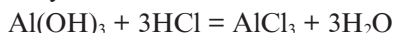
Реакции обмена – это реакции, в которых два сложных вещества обмениваются составными частями, превращаясь в другие сложные вещества.

Так, реакция между основанием и кислотой – это реакция обмена:



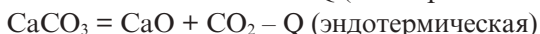
Эта реакция также называется *реакцией нейтрализации*.

В случае повышенной кислотности желудочного сока могут появиться такие заболевания как гастрит и язва желудка. Для лечения рекомендуются медицинские препараты *алмагель*, *маалокс* и т.п. Они содержат основания $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$, которые нейтрализуют избыток соляной кислоты в желудке:

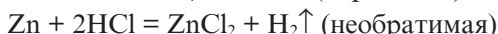


Другие типы реакций. В зависимости от условий проведения существуют и другие критерии классификации химических реакций. Приведем несколько примеров.

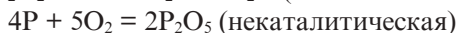
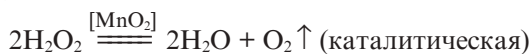
Реакции экзотермические и эндотермические:



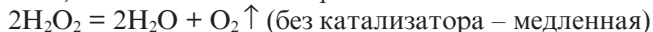
Реакции обратимые и необратимые:



Реакции каталитические и некаталитические:



Реакции медленные и быстрые:



Химический процесс, в результате которого одно или несколько химических веществ превращаются в другие вещества с новыми свойствами называется химической реакцией.

6.4.

Генетическая связь между классами неорганических соединений

В химических реакциях, представленных в 6 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).



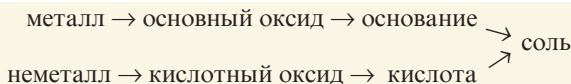
Напиши уравнения реакций для генетических рядов Mg, P.

Ранее (стр. 72) мы уже составляли два генетических ряда:

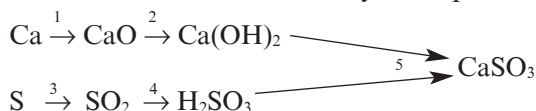
Ряд металла: металл → основной оксид → основание → соль

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:

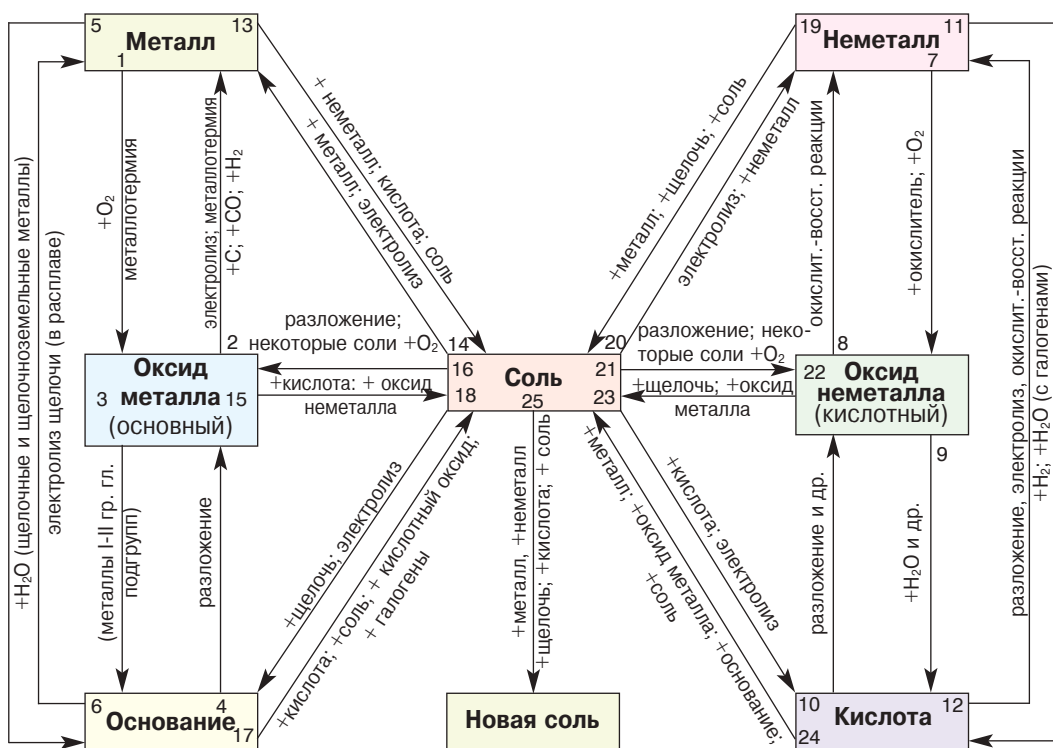


Как мы видим, соль CaSO_3 образуется из основания Ca(OH)_2 и кислоты H_2SO_3 .

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 следующим образом:

Схема 6.1. Генетическая связь между классами неорганических соединений

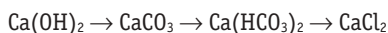


1. Сколько ты знаешь типов химических реакций?
2. Перечисли критерии классификации химических реакций.
3. Какие реакции называются реакциями:
 - а) замещения, б) соединения, в) разложения, г) обмена, д) нейтрализации?
 Напиши по два примера реакций каждого типа.
4. К какому типу или типам реакций относится каждый химический процесс:
 - а) окисление алюминия;
 - б) растворение аммиака в воде;
 - в) ржавление железа;
 - г) получение негашеной извести из известняка;
 - д) горение водорода в хлоре;
 - е) обработка негашеной извести водой;
 - ж) производство железа из оксида железа (III);
 - з) электролиз воды;
 - и) прием препарата «Алмагель» (при гастрите);
 - к) горение водорода в воздухе.
5. Напиши по два уравнения реакций соединения:
 - а) простых веществ; б) сложных веществ.
6. Напиши по два уравнения реакций разложения, в результате которых образуются:
 - а) только простые вещества; б) только сложные вещества.
7. Напиши по одному уравнению реакции для каждой характеристики:
 - а) экзотермическая, б) эндотермическая, в) обратимая, г) необратимая, д) каталитическая, е) некаталитическая, ж) медленная, з) быстрая.
8. Составь цепочку превращений, в которой исходное вещество – CaCO_3 , а конечный продукт – CaSO_4 . Напиши уравнения соответствующих реакций.
9. Составь схему генетической связи для кальция. Напиши уравнения и укажи тип каждой реакции.



Работа в группе

1. Напишите уравнения реакций для цепочки превращений:



Какое из этих превращений происходит в природе, при каких условиях?

2. Подберите антоним для каждого термина:

- | | | | |
|----------------------|----------------|--------------|------------------|
| 1. Простой – | 4. Обратимый – | 7. Будущее – | 10. Объяснимый – |
| 2. Разложение – | 5. Горение – | 8. Плохой – | 11. Свет – |
| 3. Экзотермический – | 6. Общий – | 9. Живой – | 12. Бедный – |

Предложите другие химические термины, найдите для них соответствующие антонимы.

3. Попробуйте вновь открыть для себя вашу местность, найдя вокруг какие-нибудь природные богатства (песок, глину, плодородные почвы, природные воды, источники минеральных вод, карьеры по добыче камня). Как они используются (эксплуатируются) обществом? Что вы можете предложить для их лучшего освоения? Представьте информацию в виде таблицы (или схемы, рисунка).

Природные богатства	Компоненты	Химическая формула	С какой целью эксплуатируются	Предложения

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⁺
ОН ⁻	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⁺
ОН ⁻		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 0,001 г в 100 г воды); Н – практически нерастворимо (меньше 0,001 г в 100 г воды); ↑ – разлагается с выделением газа, само – газ.

Таблица 3. Названия и формулы некоторых оксидов и гидроксидов металлов

Оксиды металлов		Гидроксиды металлов	
Название	Формула	Формула	Название
Основные оксиды		Растворимые основания – щелочи	
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
		Нерастворимые основания	
Оксид железа (II)	FeO	Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)
Оксид меди (II)	CuO	Cu(OH) ₂	Гидроксид меди (II)
*Амфотерные оксиды		*Амфотерные основания	
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 кислот и кислотных остатков

Кислоты		Кислотные остатки	
Название	Формула	Формула	Название
Кислородсодержащие кислоты			
Азотная	HNO ₃	$\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$	Нитрат
Сернистая	H ₂ SO ₃	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$	Сульфит
Серная	H ₂ SO ₄	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	Сульфат
Угольная	H ₂ CO ₃	$\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$	Карбонат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	$\overset{\text{II}}{\text{SiO}_3}$	Силикат
Фосфорная	H ₃ PO ₄	$\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$	Фосфат
Бескислородные кислоты			
Фтороводородная (плавиковая)	HF	$\overset{\text{I}}{\text{F}}$	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$	Хлорид
Бромоводородная	HBr	$\overset{\text{I}}{\text{Br}}$	Бромид
Йодоводородная	HI	$\overset{\text{I}}{\text{I}}$	Йодид
Сероводородная	H ₂ S	$\overset{\text{II}}{\text{S}}$	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 СКАНДИЙ 44,96	21 Ti ТИТАН 47,88	22 V ВАНАДИЙ 50,94	23 Cr ХРОМ 52,00	24 Mn МАРГАНЕЦ 54,94	25 Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	26 Co КОБАЛЬТ 58,93			
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТТРИЙ 88,91	39 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	40 Nb НИОБИЙ 92,91	41 Mo МОЛИБДЕН 95,94	42 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98,91]	43 Ru РУТЕНИЙ 101,07	44 Rh РОДИЙ 102,91			
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	La* ЛАНТАН 138,91	57 Hf ГАФНИЙ 178,49	72 Ta ТАНТАЛ 180,95	73 W ВОЛЬФРАМ 183,85	74 Re РЕНИЙ 186,21	75 Os ОСМИЙ 190,20	76 Ir ИРИДИЙ 192,22			
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	Ac** АКТИНИЙ [227,03]	89 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	104 Db ДУБНИЙ [262,11]	105 Sg СИБОРГИЙ [263,12]	106 Bh БОРИЙ [264,12]	107 Hs ХАССИЙ [267,13]	108 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268,14]			
Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄				
Летучие водородные соединения												
*	ЛАНТАНОИДЫ	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
**	АКТИНОИДЫ	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]

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 РУТУТЬ 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]						

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Химия: Учебник для 8 класса. / Галина Драгалина, Надежда Велишко, Светлана Кудрицкая [и др.]; выборочный пер. с рум. Татьяны Литвиновой; comisia de evaluare: Petru Bulmaga [et al.]; red. coord.: Tatiana Litvi-pova; М-во образования, культуры и исследований Респ. Молдова. – Ed. a 4-a. – Кишинев: Arc, 2019 (Tipografia „Balacron”). – 160 p.

ISBN 978-9975-0-0282-0.

54(075.3)

X 46

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 Tipografia „Balacron“
Comanda nr. 795

ISBN 978-9975-0-0282-0

9 789975 002820

периоды	группы										элементов									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII												
I	1 H водород 1,008																	2 He гелий 4,003		
II	3 Li литий 6,939	4 Be бериллий 9,012																10 Ne неон 20,183		
III	11 Na натрий 22,990	12 Mg магний 24,312																18 Ar аргон 39,948		
IV	19 K калий 39,10	20 Ca кальций 40,08																28 Ni никель 58,69		
	29 Cu медь 63,55	30 Zn цинк 65,39															36 Kr криптон 83,80			
5																				
6	37 Rb рубидий 85,47	38 Sr стронций 87,62																46 Pd палладий 106,42		
V	47 Ag серебро 107,87	48 Cd кадмий 112,41																54 Xe ксенон 131,29		
7																				
8	55 Cs цезий 132,91	56 Ba барий 137,33																78 Pt платина 195,09		
VI	79 Au золото 196,97	80 Hg ртуть 200,59																86 Rn радон 222,02		
9																				
10	87 Fr франций [223,02]	88 Ra радий [226,03]																110 Ds дармштадтий [281]		
VII	111 Rg рентгий [280]	112 Cn коперниций [285]																118 Og оганесон [284]		
Высшие окислы	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄	RO₄											
Легучие водородные соединения				RH₄	RH₃	H₂R	HR													
* лантаноиды	58 Ce церий 140,91	59 Pr празеодим 140,91	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [144,91]	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,93	66 Dy диспрозий 162,50	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,93	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,97						
** актиноиды	90 Th торий 232,04	91 Pa протактиний 231,04	92 U уран 238,03	93 Np нептуний [237,05]	94 Pu плутоний [239,05]	95 Am амерций [243,05]	96 Cm кюрий [247,07]	97 Bk берклий [247,07]	98 Cf калифорний [251,08]	99 Es эйнштейний [252,08]	100 Fm фермий [257,09]	101 Md менделевий [258,10]	102 No нобелий [259,10]	103 Lr лоуренсий [262,11]						